ELEMENTOS DE QUIMICA INORGANICA

CARLOS CONRADO BONILLA

THE LIBRARY OF CONGRESS
1800

Class QD151
Book .B6
Copyright No.

COPYRIGHT DEPOSIT.

ELEMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

ELEMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

POR

CARLOS CONRADO BONILLA

D. APPLETON Y COMPAÑÍA
NUEVA YORK Y LONDRES
1922

QD151
.B6

COPYRIGHT, 1922, BY
D. APPLETON AND COMPANY

MAR 31 1922

PRINTED IN THE UNITED STATES OF AMERICA

©CI.A659378

no 1

A

MI MADRE.

EN MEMORIA

DEL

DR. ALEJO S. LARA

GRATITUD.

AL

DR. CARLOS ROMERO

SINCERAMENTE.

Cultura es unidad de estilo en todas las manifestaciones de la vida.

La Ciencia no incluye necesariamente cultura.

Gran conocimiento puede ir acompañado de gran barbaridad, por la ausencia de estilo o por la confusión caótica de todos los estilos.—NIETZSCHE.

PREFACIO

Este libro es el resultado de mis estudios, del sentido común y de un acto de voluntad. Nada nuevo.

Por una falta involuntaria aparecen en este trabajo las palabras "yon," "yonización," etc., que deberán leerse como sigue: ion, ionización, etc.

NUEVA YORK C. C. B.

CONTENIDO

CAPITULO		PÁGINA
I.	Preliminares	1
II.	Gases y su Medición	8
	Presión del Vapor de Agua	15
III.	El Oxígeno	16
	Ozono	21
IV.	Hidrógeno	23
	Orden de Actividad de los Metales	28
V.	Composición Química del Agua, Pesos de Combinación	31
VI.	El Agua	35
	Lista de las Proporciones del Agua en los Alimentos	35
	La Disolución	44
VII.	Peróxido de Hidrógeno	47
VIII.	Atomos y Moleculas	50
IX.	Cloro	58
X.	Acido Clorhídrico	63
XI.	Composición Molecular	68
XII.	Peso Atómico y Molecular	74
XIII.	Símbolos y Fórmulas	79
XIV.	Ecuaciones Químicas	85
XV.	Sodio	94
	Potasio	104
	Litio. Rubidio. Cesio	107
XVI.	La Solución	108
XVII.	Azufre	125
	Sulfuro de Hidrógeno	129
XVIII.	Oxidos y Acidos del Azufre	137
	Acido Sulfúrico	143

CAPITULO PÁGINA

XIX. El Nitrógeno 149
La Atmósfera 152
¿Ocupa Espacio el Aire? 153
¿Tiene Peso el Aire? 154
Composición del Aire 155
Los Gases Inertes 158
Ciclo del Carbono Oxigenado 160
Ciclo del Nitrógeno 160
XX. Compuestos de Nitrógeno. Amoníaco 161
XXI. Oxidos y Acidos Oxigenados del Nitrógeno .. 167
Acido Nítrico 167
Oxido Nitrico y Tetraóxido de Nitrógeno 174
Acido Nitroso. Hiponitroso y los Anhídridos. 176
XXII. Elementos del Grupo Nitrógeno 179
Fósforo 179
Arsénico 185
Antimonio 187
Bismuto 189
Los Elementos del Grupo Nitrogenoso Considerados en General 190
Propiedades de los Elementos del Grupo Nitrogenoso 192
Vanadio. Niobio. Tántalo 193
XXIII. Los Halógenos 194
Bromo 195
Bromuro de Hidrógeno 197
Yodo 198
Yoduro de Hidrógeno 200
Flúor 201
Fluoruro de Hidrogeno 203
Los Halógenos Considerados en General 204
XXIV. Carbono 206
XXV. Oxidos de Carbono. Dióxido de Carbono 216
Monóxido de Carbono 221
Cianógeno 223
La Llama 224

CAPITULO PÁGINA

XXVI. Silicio 232
Vidrio 237
Boro 237
XXVII. Metales Alcalino-Terrosos 242
Calcio 243
Carbonato de Calcio 244
Oxido de Calcio 246
Hidrato de Calcio 247
Sulfato de Calcio 249
Estroncio 253
Bario 253
XXVIII. Magnesio 257
Zinc 260
Mercurio 264
Cadmio 268
XXIX. Cobre 270
Plata 275
Oro 281
XXX. Aluminio y Metales Terrosos 285
Aluminio 286
XXXI. Hierro 299
Cobalto 311
Níquel 312
XXXII. Germanio 316
Estaño 317
Plomo 323
Titanio, Zirconio. Cerio. Torio 331
XXXIII. Grupo de Cromo y Radio 333
Cromo 333
Derivados del Acido Crómico 336
Compuestos Crómicos y Cromosos 342
Molibdeno. Tungsteno. Urano 343
XXXIV. Radioactividad 345
¿Qué se entiende por Radioactividad? 346
Tres Clases de Rayos 346
Energia Intra-Atómica 349
Substancias Radioactivas 350

CAPITULO PAGINA

Transformaciones Radioactivas 351
Radio y Geologia 352
Radio Metálico 353
Emanación Sólida 354
Radioactividad y Rareza 354
La Nueva Alquimia 354

XXXV. Manganeso 356
XXXVI. Los Metales del Platino 364
XXXVII. Ley Periódica. Clasificación de los Elementos 370

APENDICES

I. Compuestos Orgánicos 378
Origen de la Celulosa 378
Osmosis 380
Propiedades de la Celolosa 381
Almidón 382
Azúcares 384
Acidos 390
Jabones 394
Bencina y sus Derivados 402

II. Nomenclatura de los Acidos y de las Bases .. 403
Estabilidad Física de los Elementos más Importantes 404
Tabla de Solubilidades 406
Algunos Acidos y sus Sales Respectivas 407
Reglas Generales para la Solubilidad 407
Peso de un Litro de los Gases Comunes bajo condiciones Normales 408
Leyes Fundamentales de la Química 409
Tabla Periódica 411

ELEMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

ELEMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

CAPÍTULO I

PRELIMINARES

Cambios Físicos.—Cuando observamos los diferentes cuerpos que nos rodean, vemos que éstos sufren cambios constantemente. Una regla de madera, por ejemplo, se dobla fácilmente bajo la presión de un peso; una barra de hierro colocada cerca de un imán atrae otra barra de hierro. Ahora bien, si removemos la presión ejercida por el peso, la regla de madera recobrará su forma y posición original; si alejamos la presencia del imán, la barra de hierro perderá su poder de atracción. En tales cambios, aun cuando los cuerpos pueden haber sido considerablemente alterados, sin embargo, reconoceremos en ellos los objetos originales; es decir, la madera no ha perdido ninguna de sus características por medio de las cuales la identificamos. Estos cambios se denominan *cambios físicos;* y tienen por resultado, la alteración de las propiedades siguientes: tamaño, forma y color.

Cambios Químicos.—Otra clase de cambios se observa cuando, por ejemplo, quemamos un pedazo de madera. Cuando el hierro se oxida produce un polvo rojo; la argamaza mezclada con el cemento forma una substancia plástica, que luego cambia su condición primera en otra substancia dura que se asemeja a la piedra; la carne se corrompe; la leche se agria, las frutas y demás vegetales se pudren, etc. En tales cambios la *materia* ha perdido aparentemente su identidad y otras substancias con nuevas

características se han formado. No encontraremos ninguna semejanza, por ejemplo, entre el hierro y el óxido de hierro, o entre el pedazo de madera y lo que resulta después de haber sido quemado. El hierro y la madera han aparentemente desaparecido o cambiado, y nuevas substancias se formaron. Estos cambios se denominan *cambios químicos.*

Química.—Es el nombre dado a la ciencia que tiene por objeto el estudio de los cambios químicos, de las propiedades particulares de los cuerpos, de su constitución íntima y de las leyes que presiden a sus combinaciones.

El cambio químico más sorprendente que podemos observar es aquel que ocurre cuando quemamos cualquier substancia. Si dicha substancia es, por ejemplo, un pedazo de madera, éste desaparece y se transforma en un montón de cenizas. El estudio detenido de este cambio, tan simple a primera vista, nos sugerirá muchas preguntas: ¿Qué ha sucedido para producir el calor desarrollado? ¿Qué transformaciones ha tomado la gran masa de la substancia quemada que aparentemente desapareció? ¿Por que dicha substancia quema más fácilmente en presencia del aire? Si encontramos una respuesta definitiva a tales preguntas, habremos hallado la explicación del fenómeno de la combustión. Los primeros investigadores no descubrieron la verdadera naturaleza de este proceso. Ellos adoptaron una explicación errónea, y como resultado, la Ciencia Química no adelantó. La verdadera explicación fué establecida hace poco más o menos unos cien años, y desde entonces esta ciencia ha progresado admirablemente. La verdadera explicación del fenómeno de la combustión fué encontrada con el estudio detenido de los cambios operados en los diferentes metales, al ser quemados o calcinados en presencia del aire.

Calcinación de los Metales en el Aire.—Algunos metales, por ejemplo, el magnesio, queman al ser calentados en presencia del aire. La mayoria de los metales experimentan un cambio similar, pero más lento, y sin la producción de la luz. Si se quema, por ejemplo, un pedazo de

cobre lutrozo, asumirá un color negro; raspándolo cuidadosamente se obtendrá un polvo negro. Si el metal se calienta de nuevo se obtendrá otra capa del mismo color, y así sucesivamente hasta convertir dicho metal en una cantidad de polvo negro. Ahora bien, como el polvo negro es completamente distinto del metal que lo produjo, un cambio químico ha tenido lugar. El hierro calentado al rojo en igual manera produce un resultado similar. El plomo calcinado produce un polvo amarillento; el zinc, en polvo, se quema y produce un polvo blanco. Los metales, en general, al ser calentados en presencia del aire producen substancias en polvo que no tienen ninguna semejanza con el metal que las produce. Varias pueden ser las explicaciones dadas a dicho fenómeno. Puede decirse, por ejemplo, que el metal bajo la acción del fuego, sin la acción de otra substancia, se transforma en una nueva clase de la materia; posiblemente, el metal al ser quemado pierde algunas de sus substancias propias, que se escapan en forma de gases, o es muy probable, que el metal *absorva alguna* otra substancia del aire.

Como un medio posible de comprobar la explicación verdadera, será aconsejable pesar el metal antes y después de haber sido quemado. Si tales precauciones se toman en cuenta, siempre se notará que dicho metal, en polvo, es más pesado que el metal que lo produce. Este resultado indica, indudablemente, que durante la calcinación, nuevas substancias fueron añadidas al metal, y que tal o tales substancias fueron tomadas del aire. Finalmente, sí este experimento se lleva a cabo colocando el metal en un tubo de vidrio cerrado herméticamente y del cual el aire ha sido agotado, el metal no experimentará ninguna alteración en su peso.

Experimento de Lavoisier.—Lavoisier, químico francés, a quien es dado el crédito de haber descubierto la naturaleza de este fenómeno, hizo sus intersantes observaciones en 1774. Lavoisier modificó el experimento hecho por Boyle, colocó un poco de estaño en una redoma cerrada herméticamente, para evitar la entrada o salida

del aire, y calentó la redoma por varios dias. Al cabo de este tiempo, él observó, que cierta cantidad de un polvo blanco se había formado. Luego halló, que la redoma con su contenido no cambió de peso. Permitió la entrada del aire. Al pesar de nuevo la redoma, encontró que ésta había sufrido un aumento de peso, y que éste era igual al aumento que el estaño había experimentado al ser convertido en el polvo blanco. Lavoisier dió la explicación siguiente: el estaño al ser calentado se combina con el aire presente en el interior de la redoma, y produce el polvo blanco. La redoma, como un todo, no aumenta de peso porque el aire exterior no penetra en ella para substituir la cantidad de aire que se combina con el estaño. Al abrir la redoma, el aire exterior entra en ella, causando el aumento de peso observado. De los hechos anteriores, aparece muy probable que las substancias en polvo son mucho más complejas en su estructura que los metales de que son formadas; es decir, estas substancias en polvo contienen además del metal, algo *extraño* tomado del aire.

Calcinación del Mercurio en el Aire.—El mercurio al ser calcinado o calentado en presencia del aire sufre un cambio mucho más rápido que los demás metales mencionados antes. Manteniendo el mercurio a una temperatura cerca del punto de ebullición, por varios días, se formará gradualmente una pequeña cantidad de un polvo rojo. Ahora bien, si se calienta una parte de este polvo rojo, en un tubo de vidrio, a una temperatura algo más elevada que aquélla en que se formó, resultará un gas incoloro. Si se coloca una astilla encendida dentro del tubo se producirá una llama intensa y brillante. El gas no puede ser aire ordinario, porque la misma astilla encendida no actúa de igual manera en éste. Una cantidad considerable de este gas puede ser colectada, y entonces demostrará ser muy diferente del aire ordinario, por el hecho de que una substancia cualquiera arde con mayor vigor en él que en el aire ordinario. Al examinar la redoma se notará que todo el polvo rojo, o una parte de él ha desaparecido, y que gotas de mercurio se colec-

taron en el interior de la redoma. De este experimento se deduce, que el *polvo rojo* se descompone en mercurio, y en un gas que soporta fácilmente la combustión. Lavoisier llamó a este gas OXÍGENO.

El polvo rojo sabemos que fué formado únicamente cuando el mercurio se calentó en presencia del aire y no en su ausencia; por consiguiente, el *oxígeno fué tomado del aire.* En conclusión, el aire contiene oxígeno. Además, que el aire no es todo oxígeno, también se demuestra fácilmente con el hecho de que sólo una parte y no todo, fué tomada en el experimento anterior, y finalmente, por el hecho de que las substancias no arden tan fácilmente en él como en el oxígeno.

Combustión.—La combustión de la madera o de otra substancia cualquiera es un proceso muy parecido al cambio de un metal en un *compuesto.* En el caso de los materiales ordinarios combustibles, el proceso del desprendimiento de los gases resultantes pasa desapercibido. Por medio de un aparato apropiado, los productos obtenidos, por ejemplo, en la combustión de una candela, pueden ser recogidos fácilmente, y entonces se encontrará que tendrán un peso más grande que el peso de la candela empleada. En este caso, como tratándose de los metales, el aumento de peso es debido al oxígeno tomado del aire. Si se excluye el aire, la substancia en combustión se apaga inmediatamente por falta del oxígeno. Debido a esta misma tendencia en las substancias a entrar en combinación con el oxígeno la *energía* se desarrolla en la forma de calor.

Cuerpos Simples y Compuestos.—Hemos visto que la substancia roja contiene oxígeno y además mercurio. De igual manera la substancia formada al calentar el cobre, contiene oxígeno y además cobre. Todas estas substancias así formadas, son compuestos químicos de dos o más clases de materia y se denominan *compuestos.* En cambio, hasta la fecha presente, nadie ha logrado cambriar el cobre o el mercurio en cosa diferente sin añadir *un algo.* Nuestros conocimientos actuales demuestran que el oro, el hierro,

el oxígeno y cerca de ochenta *cosas* más, son cuerpos elementales. Hasta la fecha, de todos los cuerpos sometidos al análisis químico, no han podido reducirse más que los siguientes elementos o cuerpos simples:

Nombre Común	Nombre Latino	Signo o Fórmula Quimica	Estado Natural Ordinario
Aluminio	Aluminium	Al.	Sólido
Antimonio	Stibium	St.	Sólido
Arsénico	Arsenium	As.	Sólido
Azufre	Sulphur	S.	Sólido
Bario	Barium	Ba.	Sólido
Bismuto	Bismuthum	Bi.	Sólido
Boro	Borom	B.	Sólido
Bromo	Bromium	Br.	Líquido
Cadmio	Cadmium	Cd.	Sólido
Calcio	Calcium	Ca.	Sólido
Carbono	Carbonium	C.	Sólido
Cerio	Cerium	Ce.	Sólido
Cesio	Caesium	Cs.	Sólido
Cobalto	Cobaltum	Co.	Sólido
Cobre	Cuprum	Cu.	Sólido
Cloro	Chlorum	Cl.	Gaseoso
Cromo	Chromium	Cr.	Sólido
Didino	Dydinium	D.	Sólido
Erbio	Erbium	E.	Sólido
Estaño	Stanium	Sn.	Sólido
Estroncio	Strontium	Sr.	Sólido
Flóur	Flour	F.	No aislado
Fósforo	Phosphorus	P.	Sólido
Glucinio	Glycium	G.	Sólido
Hidrógeno	Hidrogenium	H.	Gaseoso
Hierro	Ferrum	Fe.	Sólido
Ilmenio	Ilmenium	Il.	Sólido
Indio	Indium	In.	Sólido
Iodo	Iodum	I.	Sólido
Iridio	Iridium	Ir.	Sólido
Lantano	Lanthanum	La.	Sólido
Litio	Lithium	Li.	Sólido
Magnesio	Magnesium	Mg.	Sólido
Manganeso	Manganium	Mn.	Sólido
Mercurio	Hydrargyrum	Hg.	Líquido
Molibdeno	Molybdaenum	Mo.	Sólido
Níquel	Niceolum	Ni.	Sólido

Nombre Común	Nombre Latino	Signo o Fórmula Quimica	Estado Natural Ordinario
Nibio	Niobium	Nb.	Sólido
Nitrógeno	Nitrogenium	N.	Gaseoso
Oro	Aurum	Au.	Sólido
Osmio	Osmium	Os.	Sólido
Oxígeno	Oxygenium	O.	Gaseoso
Paladio	Paladium	Pd.	Sólido
Plata	Argentum	Ag.	Sólido
Platino	Platina	Pt.	Sólido
Plomo	Plumbum	Pb.	Sólido
Potasio	Kalium	K.	Sólido
Rodio	Rhodium	R.	Sólido
Rubidio	Rubidium	Rb.	Sólido
Rutenio	Rhuthenium	Rt.	Sólido
Selenio	Selenium	Se.	Sólido
Silicio	Silicium	Si.	Sólido
Sodio	Natrium	Na.	Sólido
Talio	Thallium	Tl.	Sólido
Tántalo	Tantalus	Ta.	Sólido
Teluro	Tellurium	Te.	Sólido
Terbio	Terbium	Tr.	Sólido
Titano	Titanium	Ti.	Sólido
Tario	Tharium	Th.	Sólido
Tangsteno	Wolfranium	W.	Sólido
Urano	Uranium	U.	Sólido
Vanadio	Vanadium	V.	Sólido
Ytrio	Ittrium	Y.	Sólido
Zinc	Zincum	Zn.	Sólido
Zirconio	Zirconium	Zr.	Sólido

CAPÍTULO II

GASES Y SU MEDICIÓN

Sólidos, Líquidos y Gaseosos.—La Materia es generalmente definida como un algo que ocupa el espacio. Las diferentes clases de materia se denominan *substancias.* Las substancias se diferencian unas de otras según el espacio que ocupan, y es conforme a esta diferencia que el *estado físico* de ellas, se determina. Tres son los estados físicos de la materia: sólido, líquido y gaseoso.

Un sólido tiene una forma bien definida, y por consiguiente, un volumen definido. Un líquido no tiene forma definida, pero tiene un volumen definido. Un líquido puede llenar el recipiente que lo contiene únicamente conforme a su volumen, y toma la forma del mismo recipiente. Los gases carecen de una forma y de un volumen definidos. Los gases tienen la tendencia a expandirse en todas direcciones y a llenar completamente el recipiente que los contiene. Sus límites son los de las paredes de dicho recipiente.

Efectos de los Cambios de Temperatura y de Presión en el Volumen de los Gases.—La medición del volumen de los gases comúnmente requiere *una corrección del volumen del gas.* Esta corrección es neecsaria, porque el volumen de una cantidad dada de un gas es considerablemente afectada por los menores cambios tanto en la temperatura como en la presión. Si la temperatura sube, mayor será el volumen, y viceversa. Los cambios en la presión atmosférica ocasionan alteraciones en el volumen de los gases. Si la presión aumenta, el volumen disminuye, y viceversa.

La corrección en la medida de los gases, igual que el análisis del agua, sería de muy poco valor, a menos que

los cambios de la temperatura y de la presión sean tomados en cuenta. Por tal razón, es importantísimo saber en que medida estos cambios afectarán a los volúmenes. Esto no es dificil, porque sabemos que todos los gases se expanden o se contraen, casi exactamente el mismo grado, cuando han sido sometidos a los mismos cambios. Esta regularidad es a veces muy sorprendente. Una acción similar no se observa tratándose de los sólidos ni de los líquidos. Cualquier regularidad de esta clase, observada en los estudios químicos de los cuerpos, se denomina *ley.*

Ley de Charles.—Ha sido observado que si una cierta cantidad de un gas se eleva a la temperatura de 0° C., y después se calienta un grado más, el gas se expande $^{1}/_{273}$ partes en su volumen. Calentado a 10° C., el gas se expande $^{10}/_{273}$ partes en su volumen; y calentado a 273° C., su volumen será el doble. Enfriando el gas, éste se contrae $^{1}/_{273}$ en su volumen por cada grado. La exposición general de estos hechos, se conoce con el numbre de "Ley de Charles." La mejor exposición de esta ley requiere el uso del término de *temperatura absoluta.*

Por temperatura absoluta se entiende la temperatura estimada desde el cero absoluto, que se coloca a 273 grados bajo el punto de hielo (0° C., 32° F.) del agua. La idea del cero absoluto se origina de la Ley de Charles. Un gas, que sigue con regularidad esta ley, tendrá su volumen cero a 273 grados bajo cero. Comúnmente, todos los gases conocidos se vuelven líquidos antes de llegar a esta temperatura. La Ley de Charles se puede enunciar como sigue: *Cuando la presión permanece constante, el volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta.*

Un centígrado de temperatura se cambiará en temperatura absoluta añadiéndolo algebraicamente a 273° C. Por ejemplo, 24° C. se vuelven 297° C., absolutos (273 más 24); menos 12° C., se vuelven 261° C., absolutos (273 menos 12).

Uso de la Ley de Charles en la Corrección de los Volúmenes de los Gases.—Usando esta ley se puede calcular el volumen de un gas a una temperatura distinta de

aquélla a que fué medido. Por ejemplo, una cantidad de aire mide 25, 6, cm 3. a 21 grados de temperatura. ¿Cual será su volumen a o grados?

21°, C = 294°, abs; es decir, (273 más 21)
0°, C = 273°, C.

Si la temperatura del gas fuese actualmente canbiada de 294 grados a 273 grados, el gas se enfriaría, y por consiguiente se contraería su volumen. El volumen a 273 grados sería menos que el volumen original. Conforme a la ley antes mencionada, el volumen será $^{273}/_{294}$ de su volumen primero. De donde tendremos que:

$$x = 25{,}6 \text{ cm.}^3 \times \frac{273}{294} = 23{,}7 \text{ cm.}^3$$

Correcciones en la Temperatura.—La temperatura de 0° C. (=273, abs,) se toma como *temperatura tipo* para la corrección en los volúmenes de los gases. La operación requerida para encontrar los volúmenes de los gases a la temperatura tipo, se llama *correción* de los volúmenes por medio de la temperatura. Algunas veces es necesario encontrar el volumen a una temperatura distinta de la temperatura tipo. Esta operación es similar a la anterior. Por ejemplo, una cantidad de un gas, tiene un volumen de 75, cm.^{3}, a la temperatura de 24 grados. ¿Cual será su volumen a 100 grados centigrados?

Desde luego que la temperatura ha aumentado, el volumen también aumentará. La fracción por la cual el volumen originario debe ser multiplicado, será consiguientemente mayor que uno.

$$x = 75 \text{ cm.}^3 \times \frac{373}{297} = 94{,}2 \text{ cm.}^3$$

Ley de Boyle.—La experimentación ha demostrado que si la presión de un gas se duplica, mientras que la temperatura permanese constante, el volumen resultante será

una mitad del volumen original. Bajo una presión tres veces más grande, el volumen será un tercio. En general, mayor la presión menor el volumen, en grado proporcional. Esta generalización se conoce con el nombre de "Ley de Boyle." Esta ley se puede enunciar como sigue:

Cuando la temperatura permanece constante, el volumen de un gas varía inversamente con la persión ejercida.

Uso de la Ley de Boyle en la Corrección de los Volúmenes de los Gases.—La Ley de Boyle, igual que la Ley de Charles, nos permite calcular el volumen de una cantidad dada de un gas bajo condiciones diferentes. Por ejemplo, una cantidad de un gas tiene un volumen de 120 cm.^{3}, el barómetro marca 740 mm. ¿Cual será el volumen, cuando la presión atmosférica marca 760 mm. en el barómetro?

Los números 740 mm, y 760 mm, son las medidas de las dos presiones respectivas. El volumen deseado se encontrará multiplicando el volumen original por la razón de estos dos números. Es aparente que el gas estará sujeto a una presión mayor bajo las nuevas condiciones. Por consiguiente, de conformidad con la ley anterior, el volumen será menor. La fracción o quebrado tendrá el numerador menor que el denominador. De donde tendremos que:

$$x = 120 \times \frac{740}{760} = 116{,}8 \text{ cm.}^3$$

La presión tipo para la medida de los gases es aquélla que la atmósfera ejerce cuando el barómetro marca 760 mm. Esta presión es la altura proporcional del barómetro al nivel del mar.

Correcciones en la Presión.—La operación requerida para calcular el volumen de un gas, a dicha presión, se denomina *Correción del gas por medio de la presión.* El volumen de un gas, a una presión dada, se encuentra fácilmente por medio de una operación muy sencilla. Por ejemplo, una cantidad de aire mide 82,2 cm.^{3} a 520 mm,

de presión. ¿Cuál será el volumen a 800 mm, siendo constante la temperatura? Es evidente que el volumen resultante será menor que el volumen original, desde luego que la presión ha aumentado. Por consiguiente, la razón por la cual el volumen original debe multiplicarse será menor que uno:

$$x = 82{,}2 \times \frac{520}{800} = 53{,}4 \text{ cm.}^3$$

Corrección Simultánea en la Temperatura y en la Presión.—Estas dos correcciones pueden ser fácilmente llevadas a cabo por medio de una operación aritmética, porque los efectos tanto de la temperatura como de la presión son enteramente independientes unos de otros. Por ejemplo, una cantidad de un gas mide 206, cm.^{3} a una temperatura de 22 grados, y a una presión de 750 mm. ¿Cuál será el volumen del gas bajo las condiciones normales o tipos de la temperatura y de la presión? De donde tendremos que:

$$x = 206 \times \frac{273}{295} \times \frac{750}{760} = 188{,}1 \text{ cm.}^3$$

Corrección por la Diferencia en el Nivel.—Los gases son mantenidos generalmente en botellas o tubos de vidrio, sobre un líquido. Este líquido por regla general es agua o mercurio. Para que la presión del gas encerrado bajo tales condiciones sea igual a la presión atmosférica los niveles tanto interiores del líquido como exteriores del gas en el tubo deben ser exactamente iguales.

Estas condiciones son comúnmente obtenidas por medio del ajuste de los aparatos empleados en la corrección. Algunas veces, sin embargo, esto es muy difícil o casi imposible, y entonces es necesario hacer la corrección aritmética. Esta es una operación muy sencilla: anadiendo o substrayendo de la altura del barómetro un número conveniente.

Tres pueden ser las condiciones presentes en los niveles, y se verán en las figuras siguientes:

En la Fig. I, los niveles interiores y exteriores son iguales.

En la Fig. II, el nivel exterior es más alto, y por consiguiente, la presión del gas contenido en el tubo es menor que la presión atmosférica.

En la Fig. III, el nivel exterior es más bajo, y por consiguiente, la presión en el gas contenido en el tubo, es mayor que la presión atmosférica. Cuando el líquido

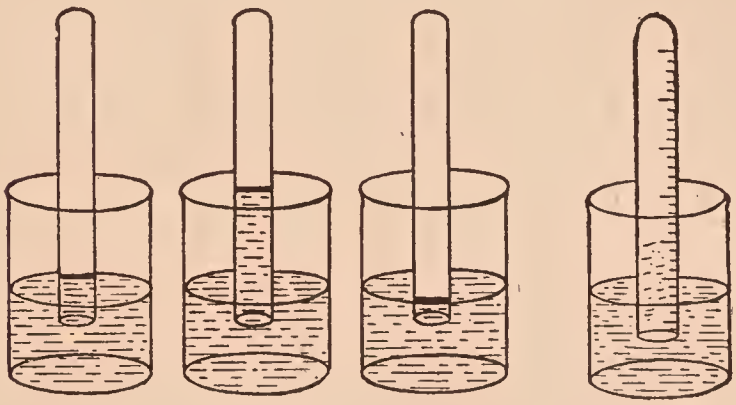


Fig. I. Fig. II. Fig. III. Fig. IV.

usado es el mercurio, la diferencia en los niveles se añade o se substrae; con el agua, se toma una treceava parte de esta diferencia, porque el agua es cerca de trece veces más pesada que el mercurio. Ejemplo: el volumen de un gas contenido en un tubo sobre mercurio (Fig. IV) mide 68,3 cm.^{3}; y el nivel del mercurio dentro del tubo es 114 mm., *arriba* del nivel del recipiente. El termómetro marca 20 grados centigrados, y el barómetro, 766 mm. ¿Cuál será el volumen del gas, bajo las condiciones normales? La presión correcta se encontrará *substrayendo* 114 mm. de 766 mm. 766 — 114 = 652 mm.

El volumen del gas bajo las condiciones normales se obtendrá de la manera siguiente:

$$x = 68{,}3 \times \frac{273}{293} \times \frac{652}{760} = 54{,}6 \text{ cm.}^3$$

Corrección por Medio del Vapor de Agua.—Cuando un gas está en contacto con el agua se satura de vapor de agua. En tal caso, la presión del vapor de agua toma parte muy apreciable en aquélla que tratamos de determinar, y su valor debe ser substraído de la presión barométrica observada, a fin de encontrar la presión del gas en el estado seco. La presión del vapor de agua dependa únicamente de la temperatura y no de las otras condiciones durante el experimento. Por consiguiente, la presión es siempre la misma para la misma temperatura. A continuación se encontrará una tabla de estos valores para las diversas temperaturas. Las correcciones por la diferencia en el nivel y por las del vapor de agua, son ambas correcciones de la presión. Estas dos correcciones se obtienen añadiendo o substrayendo de la presión barométrica anotada, ciertos números convenientes. Estas son pues, parte de la corrección en la presión. Ejemplo, 24,6 cm.^{3} de nitrógeno, están contenidos en un tubo sobre agua, cuyo nivel dentro del tubo es 27 mm, arriba del nivel exterior. El barómetro marca 762 mm, y el termómetro 23 grados. ¿Cuál será la presión exacta del gas? Al consultar la tabla de las presiones del vapor de agua, hemos visto, que la presión del vapor de agua a 23 grados es aproximadamente 21 mm. Por consiguiente la presión exacta del gas, será:

$$762 - \frac{27}{13} - 21 = 739 \text{ mm}$$

PRESIÓN DEL VAPOR DE AGUA

(*en milímetros de mercurio*)

Temperatura	Presión	Temperatura	Presión
10,0° C.	9,2 mm.	20,0° C.	17,4 mm.
10,5	9,5	20,5	17,9
11,	9,8	21,	18,5
11,5	10,1	21,5	19,1
12,	10,5	22,	19,7
12,5	10,8	22,5	20,3
13,	11,2	23,	20,9
13,5	11,5	23,5	21,5
14,	11,9	24,	22,1
14,5	12,3	24,5	22,8
15,	12,7	25,	23,5
15,5	13,1	25,5	24,2
16,	13,5	26,	25,0
16,5	14,0	26,5	25,7
17,	14,4	27,	26,5
17,5	14,9	27,5	27,3
18,	15,4	28,	28,1
18,5	15,9	28,5	28,9
19,	16,4	29,	29,8
19,5	16,9	29,5	30,7
		30,	31,6

CAPÍTULO III

EL OXÍGENO

Nada sería mejor para dar principio al estudio sistemático de la Química que el oxígeno, porque ésta es una substancia tan interesante como útil. Sabemos ya que es el componente activo del aire. Nuestra vida depende de él porque en su ausencia nos sofocamos; y sus usos son demasiado varios. Es absolutamente indispensable para la combustión, para el calor y para la luz.

Debemos saber con cuales otras substancias que usamos en el laboratorio se combina, y con cuales otras no entra en acción. Esta información nos enseñará a trabajar en el futuro sin la intervención del oxígeno del aire y para saber si dicha substancia ha probablemente jugado un papel en alguno de nuestros experimentos.

Historia.—Los chinos, antes o después del siglo VIII, conocieron que habían dos componentes en el aire y que el activo, *Yin*, se combinaba con algunos metales, con el azufre encendido y con el carbón de leña. Ellos sabían, además, que el oxígeno podia ser obtenido en su forma pura, calentando algunos minerales, de los cuales el salitre era uno. Leonardo de Vinci (1452-1519), parece que fué el primer europeo que hizo mención de este hecho. Mayow, en 1669, midió las proporciones del oxígeno del aire y discutió ampliamente sus usos en la combustión, en el moho, en la fabricación del vinagre y en la respiración. Pero no lo preparó en su forma pura. Hales (1731), lo preparó del salitre, y midió la cantidad obtenida, pero no observó ninguna conexión con el aire. Bayen (April, 1774), fué el primero que lo preparó calentando el óxido de mercurio. Priestly (Agosto 1, 1774), lo preparó

calentando la misma substancia, y casí sin un propósito determinado, como él mismo lo admite, colocó una candela encendida en el oxígeno, y quedó muy sorprendido de la brillantez de la llama. Priestly tuvo, sin embargo, ideas enteramente incorrectas acerca de la naturaleza del oxígeno, y no mencionó el que fuera uno de los componentes del aire, sino hasta después de un año. Scheele, un farmacéutico sueco, lo preparó en 1771-2, de siete diferentes substancias, y entendió claramente que el oxígeno atmosférico se combina con los metales, el fósforo, el hidrógeno y otras muchas substancias. Pero, desgraciadamente, no publicó sus observaciones sino hasta 1777, y Priestly ha sido consiguientemente acreditado con el *descubrimiento* de este elemento. Finalmente Lavoisier (1777), que por aquel entonces hacía sus observaciones en la combustión, probó su verdadera naturaleza, pero equivocadamente lo consideró como un componente esencial de todas las substancias ácidas, y lo llamó OXÍGENO (del griego, *productor de ácidos*).

Origen.—El oxígeno es la substancia más abundante en la Naturaleza. Constituye cerca de 50% de la materia terrestre. El agua contiene, 89%; el cuerpo humano, 60%, y los materiales comunes como la arena, la cal y la argamaza, 50%.

Preparación.—Cuando el oxígeno es deseado en grandes cantidades se prepara generalmente calentando clorato de potasio, un compuesto de potasio, cloro y oxígeno. Este compuesto, al ser calentado, se derrite y da oxígeno en gas, y un residuo de cloruro de potasio. En el laboratorio se obtiene comúnmente mezclando el clorato de potasio con el dióxido de manganeso, la descomposición es más regular, y requiere una temperatura más baja. El dióxido de manganeso sirve únicamente de *agente catalítico* en el proceso. Llámase agente catalítico aquella substancia que ayuda en la descomposición química de otra, sin experimentar ningún cambio en sí misma. Para librar al oxígeno del polvo o de otras impurezas se pasa por agua. El oxígeno se puede preparar también por medio de

la electrolisis del agua, o sea pasando una corriente eléctrica sobre ésta.

Propiedades Físicas.—El oxígeno puro es un gas incoloro, inodoro y sin sabor. Ligeramente más denso que el agua, y soluble en ella. En circunstancias ordinarias, 100 volúmenes de agua disuelven 3 volúmenes de oxígeno. Enfriado suficientemente se condensa en un líquido azul pálido, y pueder ser solidificado.

Propiedades Químicas.—La propiedad más caracteristica del oxígeno es su tendencia a *combinarse* con las demás substancias. Pero no se combina con los elementos siguientes: el bromo, el flóur y los gases inertes, descubiertos recientemente en la atmósfera. A la temperatura ordinaria el oxígeno no reacciona con algunas de las substancias, pero siendo ésta más elevada, su acción es rápida y va comúnmente acompañada de calor y luz. Casi todos los demás elementos se combinan con él, para formar compuestos llamados ÓXIDOS.

Combustión.—La combustión es una acción química que produce calor y luz. Lavoisier, en 1775, demostró por medio de sus proprios experimentos y los de otros sabios, que la combustión era un proceso de combinación con "una cierta substancia contenida en el aire." Por muchos años antes, los químicos suponían, que todas las substancias combustibles contenían un principio llamado FLOGISTO, y que cuando una substancia se quemaba, el flogista se escapaba. La combustibilidad y la incombustibilidad de las diversas substancias, dependía directamente de la cantidad de flogisto presente en las mismas. Esta teoría de la combustibilidad fué propuesta por Becher (1635-1682) y apoyada por Stah (1660-1734). Muchos químicos famosos—Priestly, Scheele y Cavendish, la admitieron.

Durante la combustión el calor es generalmente desarrollado; si la acción es rápida, el aumento en la temperatura es apreciable y puede resultar la luz. Cuando se quema, por ejemplo, el carbón de piedra, el carbono se combina con el oxígeno del aire y forma un gas invisible

llamado ácido carbónico o dióxido de carbono; al mismo tiempo una cantidad considerable de calor es desarrollada y las partículas combustibles se vuelven candentes.

Puesto que ya sabemos que el aire contiene únicamente una quinta parte de oxígeno, las substancias no se queman tan fácilmente en él como en el oxígeno puro. El carbón de leña arde rápidamente en el oxígeno; el azufre arde con una llama azul pálido en el aire y muy brillante en el oxígeno; y el hierro puede arder con chispazos deslumbrantes en el oxígeno puro.

Oxidación.—La combustión no va siempre acompañada de luz; y algunas veces el calor desarrollado no es fácilmente apreciado. Por ejemplo, cuando el hierro se *oxida,* éste se combina con el oxígeno de una manera muy lenta; cuando la madera se pudre, los materiales resultantes son siempre los mismos que cuando arde. La cantidad total de calor es la misma en ambos casos, pero al pudrirse, el cambio se lleva a cabo en más tiempo y no se observan alteraciones apreciables en la temperatura. Un palillo de fósforo frotado suavemente, en la obscuridad, aparece luminoso pero sin producir una llama. En el proceso de la respiración tenemos una ilustración precisa y familiar del fenómeno de oxidación. Evitando detalles minuciosos por estar éstos fuera de la química inorgánica, bastará decir que el oxígeno tomado del aire y llevado al interior de los pulmones, se combina con la hemoglobina contenida en los corpúsculos rojos de la sangre. En esta forma de combinación, el oxígeno es llevado por la sangre a todos los demás tejidos del cuerpo y allí oxida los materiales alimenticios absorbidos durante la digestión. Todos estos cambios son llamados *oxidación lenta,* para distinguirlos de la combustión propriamente dicha.

Temperatura de Inflamación.—Sabemos que algunas substancias arden más fácilmente que otras; para que las últimas quemen es necesario la aplicación del calor, a fin de levantar la temperatura requerida. Ésta se denomina *temperatura de inflamación* y varía con las diversas substancias conocidas. La temperaurta de inflamación, por

ejemplo, del fósforo, está ligeramente arriba de la ordinaria en los laboratorios; pero la desarrollada en la combustión es muy elevada. Cuando el material que arde es un buen conductor del calor, como el hierro, el calor se desvanece rápidamente y la temperatura es más baja que la de inflamación, y el fuego se extingue. Cuando los materiales están en partículas diminutas o en polvo, presentan mayor superficie a la acción del oxígeno, y por consiguiente, el fuego se produce con mayor rapidez. Por ejemplo, el hierro en partículas diminutas quemará más fácilmente, porque presentará una superficie más extensa a la acción del oxígeno, y la masa será menor para evitar la desaparición del calor. El óxido de hierro producido, será una capa sólida, resistente, que cubre el resto del metal y evita el contacto y la acción posterior del oxígeno. Esta capa fina y regular se puede dar artificialmente sobre el hierro para evitar el enmohecimiento de las láminas. El hierro protegido de este modo se conoce con el mombre de "hierro ruso."

Combustión Espontánea.—Algunos aceites, como los usados en la pintura, absorven el oxígeno. El aceite de linaza, por ejemplo, absorve grandes cantidades y forma una substancia dura y resinosa, como puede verse en la superficie de la pintura expuesta al aire libre. En los cuadros al óleo, por ejemplo, esta capa mantiene o preserva las materias colorantes y protege la materia interior del cuadro.

Cuando ciertos materiales, como son los trapos grasosos usados para limpiar las maquinarias, etc., se dejan expuestos al aire libre, tiene lugar una oxidación muy lenta al principio pero que luego toma mayor incremento; esto es debido a que tales materiales son malos conductures del calor; y la temperatura al acumularse puede ocasionar un incendio. Tales casos de combustión originada al principio por la acumulación del calor en la oxidación lenta, se denomina *combustión espontánea.* Ésta ocurre más comúnmente en los lugares poco ventilados.

Puesto que todos los casos comunes de combustión

dependen de la presencia del oxígeno, se dice que este gas *sostiene* la combustión.

El Oxígeno en Relación con la Vida.—El oxígeno es absolutamente indispensable para el sostenimiento de la vida; y todos los animales lo usan en sus funciones. Los animales terrestres lo toman directamente del aire, mientras que los animales acúaticos toman dicho elemento del disuelto en el agua, extraído del aire. El oxígeno es tomado durante el proceso de la respiración, absorvido por la sangre y llevado a todas las diferentes partes del organismo. Los diversos tejidos del mismo son lentamente oxidados y el calor es producido en el proceso. Este calor sirve para mantener los cuerpos de los animales superiores continuamente calientes y a temperatura más elevada que aquélla del medio ambiente. Uno de los principales productos en el proceso de oxidación es el dióxido de carbono, el cual al ser llevado a los plumones es inmediatamente exhalado.

Las plantas se alimentan del dióxido de carbono que toman del aire, por medio de las hojas. El carbono es retenido en los tejidos, y el oxígeno es en su mayor parte devuelto al aire. De este modo, los animales y las plantas ayudan mutuamente a mantener el oxígeno del aire en una cantidad constante. Las plantas absorven también una pequeña parte de oxígeno y exhalan un poco de dióxido de carbono.

Ozono

Historia.—Van Marum, en 1785, notó la presencia de un olor fresco y penetrante, muy parecido al olor del cloro, cerca de una máquina eléctrica en movimiento. Schönber, en 1840, demostró que este olor era debido a la presencia de una substancia distinta que él llamó OZONO (del griego, *oler*), y descubrió varios métodos para su preparación.

Origen.—La presencia del ozono en el aire es muy dudosa, excepto en la vecindad de una descarga eléctrica, natural o artificial.

Preparación.—El método más conveniente para la preparación del ozono consiste en pasar una descarga eléctrica sobre el oxígeno. El ozono se produce también con la evaporación lenta de la trementina, y en la oxidación lenta del fósforo en el aire húmedo.

Propiedades Físicas.—El ozono es un gas azul, que hierve a 119 grados bajo cero. Su densidad es una mitad más grande que la del oxígeno.

Propiedades Químicas.—El ozono es mucho más soluble en el agua que el oxígeno. A 12 grados, 100 volúmenes de agua pueden disolver 50 volúmenes, a una atmósfera de presión. Siendo formado por la absorción de energía, es mucho más estable a temperaturas elevadas. Es un agente de oxidación más activo que el oxígeno. El mercurio y la plata, por ejemplo, que no son afectados por éste se convierten en los óxidos respectivos por la acción del ozono. Cuando se calienta a 250 grados, se cambia en oxígeno: dos volúmenes de ozono producen tres volúmenes de oxígeno.

Usos.—Algunos colores son rápidamente descolorados por la acción del ozono. Si se pudiera preparar a una presión baja, y en grandes cantidades, sería un desinfectante poderoso muy común.

La descoloración de la ropa de lino expuesta en la grama a la acción del rocío de la mañana, se atribuye a la presencia del ozono.

CAPÍTULO IV

HIDRÓGENO

Habiendo aprendido ya algo acerca de la naturaleza de la atmósfera, y particularmente del oxígeno, su compomente más activo; estudiaremos ahora el agua, una substancia tan íntimamente relacionada con nuestra vida como el mismo aire. Hemos encontrado que ésta es un compuesto de oxígeno e hidrógeno; y este último elemento, por consiguiente, ocupará nuestra atención. El hidrógeno es interesante por sí mismo puesto que se emplea frecuentemente para llenar los globos aerostáticos; y además casi una mitad del gas del alumbrado es hidrógeno puro.

Historia.—El hidrógeno, como una clase distinta de gas, fué primeramente establecido por Cavendish en 1766. Poco tiempo después, él demostró que al ser quemado en el aire daba un vapor, que al condenzarse es agua líquida. Puesto que el oxígeno era sabido entonces ser la substancia indispensable para la combustión, ésto probó, desde luego, que el agua es un compuesto de oxígeno e hidrógeno. La palabra *hidrógeno* en grigo significa, *productor del agua.*

Origen.—El hidrógeno libre se encuentra mezclado en varias proporciones con los demás gases de las exhalaciones volcánicas, en los depósitos de la sal de piedra o sal gema, y en los meteoritos. El aire contiene poco más o menos una parte de hidrógeno por cada 1,500,000. Las rayas del hidrógeno son prominentes en el espectro del sol y de la moyoría de las estrellas. En combinación constituye cerca del 11% del agua. Se encuentra en combinación con el carbono, en los compuestos del gas natural, en el petróleo, y en los cuerpos de todos los animales y

plantas. Y finalmente, el hidrógeno y no el oxígeno es el constituyente esencial de todos los ácidos.

Preparación.—El hidrógeno, igual que el oxígeno, se obtiene de sus compuestos. En el laboratorio esto es fácilmente practicado, reaccionando un metal con un ácido. Los metales usados comúnmente son el zinc, el hierro y el magnesio; los ácidos empleados, el ácido sulfúrico y clorhídrico, diluídos. En esta reacción el hidrógeno proviene del ácido y puede ser recogido fácilmente. En grandes cantidades, se prepara usando un generador, que consiste de un recipiente de vidrio provisto de un tubo de escape, arreglado convenientemente para recoger el gas sobre agua colocada en una pila neumática. Debe tenerse buen cuidado de no acercar una llama en el momento de la preparación porque la mezcla de hidrógeno con el aire explota violentamente. La reacción entre el zinc y el acido sulfúrico produce, además del hidrógeno, un compuesto llamado sulfato de zinc. Esta substancia queda en el generador, en disolución; y al ser evaporada se obtiene en su forma cristalina. Los cristales del sulfato de zinc son blancos.

El hidrógeno se prepara también por medio de la reacción del sodio con el agua.

Electrolisis del Agua.—Si colocamos los dos polos de una bacteria eléctrica en el agua, se notará que la corriente eléctrica no pasa; por consiguiente, el agua pura es un mal conductor de la electricidad. Si se añade un poco de ácido sulfúrico, por ejemplo, la disolución será un buen conductor de la electricidad. Durante la acción eléctrica se observará que en las extremidades finales de los dos polos se produce un desprendimiento de burbujas; en el polo positivo llamado *ánodo*, aparecerán burbujas de oxígeno; en el polo negativo llamada *cátodo*, habrá una evolución rápida de hidrógeno. Ahora bien, si comparamos los dos volúmenes de los gases obtenidos, se notará que el volumen del hidrógeno es dos veces mayor que el del oxígeno. El ácido sulfúrico se encontrará inalterado al final del experimento, mientras que alguna parte del agua

desapareccrá del campo de experimentación. Otros agentes catalíticos pueden ser usados en lugar del ácido sulfúrico. La electrolisis ha prácticamente convertido el agua en oxígeno e hidrógeno; el volumen del hidrógeno será mucho más grande comparado con el volumen del agua empleada en la descomposición.

Acción de los Metales sobre el Agua.—Si colocamos un pedazo de potasio en el agua, éste se moverá en todas direcciones en la superficie de la misma con un silbido muy característico; la descomposición del agua es tan rápida que cuando se usa una cantidad mayor de potasio, la acción es muy violenta y peligrosa. Una cantidad enorme de calor se desarrolla, y el hidrógeno, al ser formado, puede explotar al mezclarse con el aire presente.

Cuando se usa sodio en lugar de potasio, aun cuando la acción es rápida, el calor desarrollado, sin embargo, no es generalmente suficiente para ocasionar la explosión del hidrógeno, a menos que el agua usada esté caliente. El metal empleado pone en libertad una mitad del hidrógeno del agua y se combina con la otra mitad restante y con todo el oxígeno presente, para formar el hidrato del metal respectivo. Por ejemplo:

Potasio + Agua = Hidrato de Potasio + Hidrógeno

Sodio + Agua = Hidrato de Sodio + Hidrógeno.

Los hidratos anteriores son solubles en el agua.

Con el calcio la acción será lenta y el hidrato formado es insoluble en el agua. El magnesio reaccionará rápidamente sólo en agua caliente. Si el vapor de agua, por ejemplo, se pasa por un tubo de hierro caliente, conteniendo algunos clavos, una cantidad abundante de hidrógeno se obtiene por esta reacción; el oxígeno del vapor de agua se combina con el hierro, para formar el óxido de hierro correspondiente.

Hierro + Agua = Óxido de Hierro + Hidrógeno.

Paracelso, en el siglo XVII, observó que cuando se disolvía el hierro en un ácido, se desprendía una larga evolución de gas.

Reemplazo de los Ácidos por los Metales.—Todos los ácidos contienen hidrógeno, y generalmente lo dan en cambio por un metal, actuando de esta manera algo parecidamente al agua. En esta operación los ácidos comúnmente usados son la disolución acuosa de ácido clorhídrico o sulfúrico; el metal generalmente empleado es el zinc. En esta reacción el hidrógeno se desprende en su forma libre, y el metal entra en combinación con el residuo del ácido, formando una nueva substancia. Por ejemplo:

Ácido Sulfúrico + Zinc = Sulfato de Zinc + Hidrógeno

Hidrógeno	Zinc
Azufre	Azufre
Oxígeno	Oxígeno

Ácido Clorhídrico + Zinc = Cloruro de Zinc + Hidrógeno

Hidrógeno	Zinc
Cloro	Cloro

Este es el método más conveniente para la preparación del hidrógeno, porque la acción es lenta y actúa a temperatura ordinaria. La rapidez de la acción depende de los factores siguientes: temperatura, concentración de la disolución, superficie del metal expuesto a la acción y pureza de los materiales empleados.

Cuando se usa el zinc del comercio algunas de sus impurezas son tomadas por el hidrógeno, dando a éste un olor muy desagradable y característico; si se emplea el hierro en lugar del zinc, el olor será menos intenso y perceptible.

Propiedades Físicas.—El hidrógeno no tiene color, olor ni sabor. Es la substancia más ligera de cuantas se conocen. Su gravedad específica es muy baja. Es difícilmente soluble en el agua. La proporción de escape de los gases, llamada *efusión,* a través de las aberturas diminutas, varía inversamente con la raíz cuadrada de

sus densidades; y el hidrógeno, siendo el gas más ligero se escapa más rápidamente que los demás. Un globo de goma por ejemplo, lleno de hidrógeno, se contrae más rápidamente que otro de igual tamaño lleno de gas del alumbrado.

Algunos metales, como el paladio, tienen la propiedad de absorver grandes cantidades de hidrógeno. En tal caso puede ser expulsado del metal calentando este último. La absorción de un gas por un sólido, se denomina *absorción de gases.* Durante el fenómeno de absorción se desarrolla gran cantidad de calor y si el oxígeno está presente, el hidrógeno puede explotar. La acción absorvente de dicho metal se utiliza en los mecheros y lámparas que encienden por si mismos.

Se ha logrado ya licuar y solidificar el hidrógeno. Este líquido es una catorceava parte tan denso como el agua, y el más ligero de cuantos se conocen hasta hoy.

Propiedades Químicas.—La propiedad química más importante del hidrógeno es su combustibilidad. La llama producida por el hidrógeno es azul, casi invisible a la luz del día, pero muy caliente. El hidrógeno al ser quemado da cinco veces más calor que igual cantidad de carbón de piedra. El agua formada en la combustión, comúnmente pasa en la forma de vapor, pero puede ser condensada en una superficie fría.

Orden de Actividad de los Metales.—Nosotros empleamos los metales tan frecuentemente en Química, que, por consiguiente, debemos inmediatamente conocer las principales diferencias en sus modos de funcionar. El orden de sus actividades explica estas diferencias, como también otras muchas de sus acciones. En la lista siguiente los metales más activos están colocados a la cabeza. El hidrógeno no es un metal, pero se incluye en la lista de ellos porque químicamente se asemeja a los metales en su modo de actuar. Todos los metales colocados arriba del hidrógeno, desplazan este elemento de los ácidos diluídos y del agua; aquéllos colocados abajo, no actúan de esta manera.

Orden de Actividad de los Metales

Potasio
Sodio
Calcio
Aluminio
Magnesio
Manganeso
Zinc
Cromo
Hierro
Níquel
Estaño
Plomo
Hidrógeno
Cobre
Bismuto
Antimonio
Mercurio
Plata
Platino
Oro

El potasio desplaza violentamente el hidrógeno del agua; sodio con menos violencia; magnesio actúa difícilmente sobre el agua hirviendo, pero igual que el hierro actúa sobre el vapor de agua recalentado; zinc desprende el hidrógeno con cierto vigor de los ácidos diluídos; plomo menos violentamente; cobre y los demás metales siguientes no actúan.

Otras acciones son también explicadas por la tabla en cuestión. Por ejemplo: cuando los metales son calentados en presencia del oxígeno puro, los dos últimos no se combinan; aquéllos colocados arriba de la plata se unen con el oxígeno; el mercurio algo despacio, y los otros más y más violentamente a medida que se asciende en el orden de su colocación. Además, si tomamos los óxidos de los

metales, por ejemplo, encontraremos que aquéllos, incluyendo hasta el óxido de mercurio, pierden su oxígeno al ser calentados. Calentando los óxidos y pasando el hidrógeno sobre ellos, el oxígeno es fácilmente removido de todos los óxidos, incluyendo hasta los del hierro, dejando libre los metales correspondientes. En conclusión, los metales más activos forman los compuestos más estables.

Explosión.—Cuando el hidrógeno se mezela con el oxígeno, y la mezela se eleva a la temperatura de inflamación, o bien, si se aplica una chispa eléctrica, la combustión tendrá lugar casi instantáneamente. Esta combustión rápida se denomina *explosión.* El exigeno arde en el hidrógeno tomando partes iguales en la acción. Una candela encendida se extingue inmediatamente en el hidrógeno, y por consiguiente, este gas no *sostiene* la combustión.

Oxidación y Reducción.—El hidrógeno caliente se combina con el oxigeno de algunos óxidos formando el agua (vapor) y el metal correspondiente. Por ejemplo:

Oxido de Cobre + Hidrógeno = Cobre + Agua.

Este proceso de desprendimiento del oxígeno de alguna substancia se denomina *reducción;* y la substancia que toma o desprende el oxígeno *agente de reducción.* En la acción precedente el hidrógeno ha sido oxidado; por consiguiente, oxidación y reducción se operan a un mismo tiempo y son a la vez procesos opuestos. El hidrógeno es uno de los agentes de reducción más enérgicos y la cantidad enorme de energia desarrollada en la formación del agua explica la estabilidad de la misma. Para la descomposición de un gramo de agua en hidrógeno y oxígeno se requieren 3800 *calorías.*

Usos.—Debido a la baja densidad del hidrógeno se emplea para llenar los globos aerostáticos. La temperatura elevadísima de la llama de hidrógeno se usa en el soplete oxhídrico. Este aparato consiste de dos tubos arreglados

en la forma descrita en la Fig. V. El hidrógeno pasa por el tubo A y enciende en la extremidad final; el oxígeno pasa por el tubo B y se combina con el hidrógeno. Ambos gases se suplen a una misma presión y producen una llama intensísima. Esta llama se emplea para derretir el platino y todas las demás substancias refractarias. Cuando se coloca un terrón de cal viva al contacto de la llama, la cal no se derrite y da una luz blanca muy intensa.

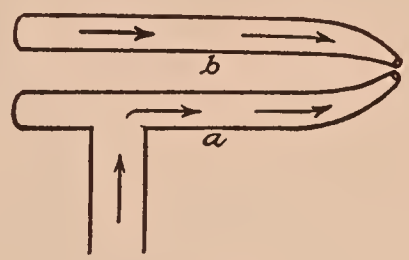


Fig. V.

Esta luz se conoce con el nombre de "Luz de Drummond, o luz de calcio." El gas ordinario usado en la iluminación contiene cerca de un 40% de hidrógeno. Este gas se prepara pasando vapor de agua sobre una masa incandescente de carbón de piedra, antracita o coque.

CAPÍTULO V

COMPOSICIÓN QUÍMICA DEL AGUA, PESOS DE COMBINACIÓN

Determinación de la Composición.—Al tratar de la electrolisis del agua, dijimos que ésta se separa en dos partes de hidrógeno y una de oxígeno por volumen. Esta descomposición se demomina *análisis;* y la combinación de estas mismas substancias se llama *síntesis* del agua.

Síntesis Volumétrico.—Cuando dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno se colocan en un tubo de vidrio invertido sobre un recipiente lleno de mercurio y se aplíca una chispa eléctrica entre los dos polos de platino fundidos en el tubo de vidrio, los volúmenes de estos gases se combinan inmediatamente y forman el agua. El exceso de cualquiera de estos gases quedará inalterado al final del experimento; por consiguiente, el agua se compone de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno.

Síntesis Gravimétrico.—Cuando se pasa el hidrógeno seco sobre una cantidad conocida de óxido de cobre, que ha sido previamente calentado, el resultado será vapor de agua y cobre puro. El agua formada puede ser recogida y pesada en un tubo de vidrio conteniendo un AGENTE DESECADOR. El peso perdido por el óxido de cobre será el peso del oxígeno. La diferencia entre el peso del oxígeno y el del agua dará el peso del hidrógeno.

Ley de los Números Proporcionales.—En el experimento anterior se encontrará que la razón de los pesos del oxígeno y del hidrógeno es como sigue:

$$7{,}94 : 1,$$

Esta relación es invariable en todos los casos. La experiencia nos demuestra que todos los compuestos tienen

una composición definida en sus pesos. Este hecho se conoce con el nombre de *Primera Ley de Dalton, o Ley de las Proporciones Exactas.*

Pesos de Combinación.—El conocimiento de las proporciones exactas de los compuestos químicos es muy útil como lo ha demostrado la práctica. Por ejemplo: basados en este mismo conocimiento podemos determinar qué pesos de cierta substancia se requieren para una acción química dada, y cuales serán los pesos resultantes. El estudio de estos mismos pesos nos revela regularidades sorprendentes. Consideremos algunos casos simples: el hidrógeno se combina con el cloro y con el bromo. La razón de los pesos de combinación en ambos casos es como sigue:

(a) Peso del Hidrógeno : Peso del Cloro :: 1 : 35,5.
(b) Peso del Hidrógeno : Peso del Bromo :: 1 : 80.

El sodio y el potasis forman también compuestos con el cloro y con el bromo. La razón en estos casos es como sigue:

(c) Peso del Sodio : Peso del Cloro :: 1 : 1,54.
(d) Peso del Sodio : Peso del Bromo :: 1 : 3,47.
(e) Peso del Potasio : Peso del Cloro :: 1 : 0,91.
(f) Peso del Potasio : Peso del Bromo :: 1 : 2,05.
En combinación con el hidrógeno, véase (a) y (b) :
Peso del bromo : Peso del cloro :: 80 : 35,5, o 2,25 : 1.

$$\frac{80}{35,5} = 2.25$$

En combinación con el sodio, véase (c) y (d) :
Peso del bromo : Peso del Cloro :: 3,47 : 1,54, o 2,25 : 1.
En combinación con el potasio, véase (e) y (f) :
Peso del bromo : Peso del cloro :: 80 : 35,5, o 2,25 : 1.

El examen demuestra que la proporción del bromo para con el cloro es la misma en estos tres compuestos diferentes; es decir, 2,25 : 1. Esto nos sugerirá inmediatamente la importancia de reducir todos las razones a un

TIPO COMÚN, para observar estas regularidades a la simple vista. Sabemos que el hidrógeno entra en combinación con un parte más pequeña en peso que todos los demás elementos.

Si usamos 1 *como el peso de combinación del hidrógeno,* tendremos que el número del cloro será 35.5; y el de bromo, 80. En el caso de los compuestos del sodio será necesario multiplicar la razón (c) por un número que haga el del cloro igual a 35,5; la razón (d) por otro que haga el del bromo igual a 80. (El multiplicador para la razón (c) se encuentra dividiendo 1,54 entre 35,5, o sea 23; el multiplicador para la razón (d) dividiendo 80 entre 3,47, o sea 23.)

Multiplicando las razones (e) y (d) tendremos que:

(g) Peso del sodio : Peso del cloro :: 23 : 35.5.
(h) Peso del sodio : Peso del bromo :: 23 : 80.
De igual manera de las razones (e) y (f) tendremos que:
(i) Peso del potasio : Peso del cloro :: 39 : 35,5.
(j) Peso del potasio : Peso del bromo :: 39 : 80.

Hemos visto que el número de combinación encontrado es el mismo para cada uno de estos elementos, sin tomar en cuenta el otro elemento del compuesto; y el experimento nos de muestra que se requieren 23 gramos de sodio, o 39 gramos de potasio para desprender uno de hidrógeno del agua, o de otro compuesto del hidrógeno. De los hechos anteriores se deduce que cada elemento entra en acción química conforme a un número determinado de partes por peso, y, que si colocamos éstos en una escala relativa, el número para cada elemento es el mismo en todos sus diferentes compuestos. Este número se llama *peso equivalente del elemento.*

Peso Equivalente.—Hemos visto ya que tal número puede ser asignado a cada uno de todos los elementos; y se encuentrará fácilmente determinando el número de partes por peso de un elemento dado que se une o reemplaza una parte del hidrógeno o su equivalente. En conclusión veremos que todos los pesos equivalentes son

números relativos y se refieren o se relacionan con el peso de combinación del hidrógeno, tomado como la unidad.

Método para Averiguar los Pesos Equivalentes.—El peso de combinación se determina por el análisis de un compuesto del hidrógeno, cuando existe. En los otros casos este valor se averigua encontrando el peso del elemento que desplaza a un gramo de hidrógeno o averiguando cuál es el peso del elemento que se combina con 35,5 gramos de cloro o con 8 de oxígeno.

CAPÍTULO VI

EL AGUA—LA DISOLUCIÓN

El agua es tan indispensable para la vida como el mismo oxígeno. El cuerpo hunano está saturado de agua, y para hacer frente a la evaporación de la misma como también para ayudar a la digestión y los demás procesos de la vida, es absolutamente necesaria como una parte integrante de los alimentos.

Origen.—El agua en forma de *vapor* está siempre presente en la atmósfera. La evaporación del agua tiene lugar constantemente en la superficie del mar, en la humedad de la tierra, y en los cuerpos de los animales y de las plantas. Este vapor de agua se condensa continuamente y aparece en las nubes, neblina, lluvia, nieve, granizo, rocío y escarcha.

En el estado líquido existe en cantidades enormes. Cerca de las tres cuartas partes de la superficie terrestre están cubiertas de agua. El suelo y las rocas porosas contienen una cantidad considerable de agua. Muchas substancias que están aparentemente secas contienen en realidad grandes porciones de agua.

La mayoria de los alimentos son en su mayor parte agua, como se verá en la lista siguiente:

LISTA DE LAS PROPORCIONES DEL AGUA EN LOS ALIMENTOS

Alimentos:	Por ciento de Agua	Alimentos:	Por ciento de Agua
Carne	61,9.	Pan	35,3.
Huevos	73,7.	Maíz	75,4.
Patatas	78,3.	Mantequilla	11,0.
Tomates	94,3.	Frijoles (secos)	12,6.
Leche	87.	Lechuga	94,7.
Queso	28 a 72.		

El agua en forma de hielo cubre permanentemente las regiones polares de la superficie del globo terrestre. Un cálculo aproximado del peso total del hielo de la superficie de la tierra, arroja el número de 6,373,000,000 de toneladas métricas.[1]

Funciones del Agua en la Naturaleza.—Puesto que el agua es el único líquido existente en grandes cantidades sobre la superficie de la tierra, es el gran agente para *la erosión,* o *el desgaste.* El agua corta la corteza de la tierra y transporta los materiales de los niveles altos hacia los niveles bajos o los arrastra hacia el mar. En asociación con el dióxido de carbono descompone las rocas, cambiándolas en arcilla, arena y las demás substancias que contribuyen a la fertilización del suelo.

El agua disuelve varios de los sólidos y de los gases, y remueve contínuamente de las rocas y del suelo sus constituyentes solubles, algunos de los cuales sirven de alimento a las plantas, aun cuando la mayor parte de éstos son llevados al océano. De este modo el océano es un depósito vastísimo de agua con sal, y otras muchas substancias minerales procedentes de la corteza terrestre.

Aplicaciones Industriales.—Además del uso universal como bebida, se aplica en una variedad ilimitada de fines útiles y convenientes. Desde la antigüedad más remota el agua ha servido como un medio de transportación, en la navegación. Es el vehículo en la distribución del calor, por medio del agua caliente y del vapor de agua. Es el solvente indispensable en la metalurgia, en la fabricación de los productos químicos y en todas las industrias: fabricación de jabones, blanqueamiento de los tejidos de lana y de algodón, fabricación de la cerveza, curtiembre, etc., etc. El trabajo del hombre sería paralizado completamente con la falta del agua.

Propiedades Físicas.—Debido al extraordinario poder solvente del agua, ésta no se encuentra pura en la naturaleza, y en los laboratorios es necesario tomar pre-

[1] Una tonelada métrica contiene 2,204,6, libras.

casiones especiales para obtenerla en su forma pura. A la temperatura ordinaria el agua es un líquido inodoro e insaboro. Comúnmente incolora, pero en grandes cantidades asume un color azul. El agua es un mal conductor del calor. Esta última propiedad ha sido demostrada hirviendo el agua en un tubo de vidrio que contenga un pedazo conocido de hielo. Este permanece inalterado por algún tiempo, aun cuando el agua hierva en el tubo, a pocos milímetros del hielo.

La mayoría de los líquidos se expanden con el calor y se contraen con el frío; el agua es una excepción. Cuando el agua a los 100 grados centígrados enfría gradualmente, se contrae en su volumen; pero al alcanzar los 4 grados centigrados, si el enfriamento continúa, su volumen aumentará con tal que el estado líquido se mantenga. Por consiguiente: a los 4 grados centigrados un volumen dado de agua contiene el mayor peso de la misma. Es decir, la *densidad máxima* del agua está a los 4 grados centigrados.

La densidad máxima del agua es 1; y esta misma temperatura tipo sirve para determinar las densidades de los demás sólidos y líquidos. Cuando decimos, por ejemplo, que el oro es 19 veces más pesado que un volumen igual de agua, significamos simplemente, que el oro es 19 veces más pesado que un volumen igual de agua a 4 grados centigrados. Cuando el agua se congela se expande cerca de 10 veces su volumen. Es decir, 100 cm.^{3} de agua producen cerca de 110 cm.^{3} de hielo. En conclusión, 100 cm.^{3} de agua, y 110 cm.^{3} de hielo pesan 100 gramos cada uno. Esta es la razón por la cual el hielo flota sobre el agua. La gravedad específica del hielo es cerca de 0,92.

El hielo se derrite a 0 grado centigrados (32,° F.) y este es también el punto de congelación del agua. Ésta se evapora a todas las temperaturas, pasando como un vapor invisible a la atmósfera.

Cuando el agua se calienta, el vapor pasa rápidamente hasta marcar 100,° C. (212,° F.) en el termómetro. A

este punto el agua hierve y se cambia inmediamente en vapor, sin elevación en la temperatura. Cuando se permite el escape de este vapor en la atmósfera, se enfría y se condensa en nubes de gotas diminutas de agua. Estas nubes se conocen con el nombre de VAPOR. Científicamente hablando, el vapor es invisible; y lo que comúnmente llamamos así es una masa de partículas diminutas de agua.

El agua hierve cuando su vapor se escapa con una presión suficiente para contrarrestar la presión de la atmósfera sobre su superficie. Por consiguiente, el punto de ebullición del agua depende de la presión atmosférica, o bien del vapor contenido dentro del recipiente. El punto de ebullición del agua es 100,° C. (212,° F.) cuando la presión atmosférica es normal o sean 760, mm. El punto de ebullición será menor si la presión disminuye, y viceversa. En la cuidad de Méjico (7500 pies sobre el nivel del mar), el agua hierve a los 92,° C.; y en Quito, Ecuador, (9350 pies sobre el nivel del mar), el agua que hierve a los 90° C. no es suficientemente caliente para cocinar las patatas. La presión ejercida por el vapor de agua que se escapa de un líquido, se llama PRESIÓN DEL VAPOR. Puesto que la proporción en la evaporación depende de la temperatura del líquido, la presión del vapor varía con la temperatura. La presión del vapor se expresa generalmente en milimetros de mercurio.

Aguas Naturales.—El agua, ya lo dijimos, no se encuentra jamás en su forma pura en la Naturaleza. Aun aquella de la lluvia, que se considera generalmente como el agua natural más pura, contiene diferentes gases y partículas minerales tomadas del aire. El agua de la lluvia, al ser absorvida por la tierra, se combina con las impurezas de las rocas del suelo y de la vegetación. El agua en su trayecto subterráneo pierde la mayor parte de sus substancias orgánicas, tomadas de las materias animales y vegetales—pero en cambio disuelve grandes cantidades de materias minerales y de gases. Cuando contiene grandes cantidades de substancias minerales, al

grado de poseer un sabor bien marcado, o propiedades medicinales, se llama AGUA MINERAL.

Agua del Rio.—Contiene todas las impurezas arriba mencionadas; además, está muy frecuentemente contaminada de las materias animales y vegetales en descomposición. El agua de un río de corriente lenta, posiblemente contiene mayor cantidad de impurezas que la de uno de corriente ligera, porque la última tiende a purificarse por si misma con la acción oxidante del oxígeno del aire.

Agua del Mar.—Ésta contiene enormes cantidades de sal. Las otras substancias, en su orden de abundancia, son las siguientes: cloruro de magnesio, sulfato de magnesio, sulfato de calcio y sulfato de potasio. El sabor tan característico del agua del mar es debido a la presencia de todas estas substancias. Las proporciones de las substancias sólidas en el agua del mar son las siguientes:

Substancias	Por Ciento	Substancias	Por Ciento
Cloruro de Sodio	77,76	Sulfato de Potasio	2,46
Cloruro de Magnesio	10,88	Carbonato de Calcio	,34
Sulfato de Magnesio	4,74	Bromuro de Magnesio	,22
Sulfato de Calcio	3,60	Otras Substancias	vestigios

Agua Potable.—El agua usada como bebida debe estar tan pura como sea posible. Por regla general los minerales del agua potable no son dañinos a la salud; pero como puede ser fácilmente contaminada con bacterias que occasionan diversas enfermedades, como la fiebre tifoidea, el cólera, etc., debe ser purificada cuidadosamente antes de usarse. La purificación y vigilancia del agua potable constituye uno de los deberes primordiales de los Consejos de Salubridad Pública en todos los paises civilizados del mundo. Los medios empleados en la purificacion del agua potable son simples y poco costosos. En algunas localidades se purifica por medio de un filtro de arena y de cascajo. Tal sistema separa las bacterias del agua casi

por completo; pero el filtro debe ser frecuentemente limpiado. En otras se emplea el ozono como purificador. El sulfato de cobre ha sido usado con muy buenos resultados en la purificación del agua contaminada con ciertos clases de materias orgánicas.

El grado de pureza se determina por el ANÁLISIS DEL AGUA. Este no quiere decir la descomposición de la misma, sino que el examen químico de una cantidad limitada, para determinar la presencia de ciertas substancias que causan la impureza. Este examen químico, sin embargo, es de un valor muy limitado a menos que vaya acompañado del examen microscópico respectivo, y seguido de una inspección sanitaria muy extricta.

El agua clara, limpida, atractiva al paladar, y de un sabor agradable, está muy frecuentemente contaminada con diversas bacterias; por otra parte, el agua desagradable al paladar puede muy bien ser completamente inofensiva. Debido a lo expuesto anteriormente, el agua potable debe ser cuidadosamente inspeccionada para que llene su fin.

El agua también se purifica generalmente por la DESTILACION. Esta operación no es adaptable al tratarse de cantidades enormes. En los laboratorios se purifica por este medio.

Propiedades Quimicas.—El empleo constante del agua en los experimentos químicos es tan frecuente, que la acción puramente mecánica que desempeña constituye en la mayoría de los casos un verdadero problema para los principiantes, quiénes a veces son incapaces de distinguir aquéllos en que tomó parte activa. A continuación se verán las cuatro clases de actividad química que el agua presenta, y éstas deben ser estudiadas muy cuidadosamente:

(1) El agua es un compuesto relativamente estable.
(2) El agua se combina con varios óxidos, formando bases y ácidos.
(3) El agua reacciona con varias otras substancias, generalmente sales ,formando hidratos.

(4) El agua reacciona con varias otras substancias, en la forma descrita como Hidrolisis. Esta propiedad será ampliamente discutida después, cuando tengamos un ejemplo específico.

El Agua es un Compuesto Estable—Disociación.—Al tratarse de un *compuesto,* la primera propiedad química que debe darse es si dicho compuesto es *estable* o inestable. Generalmente esta especificación es en términos de la temperatura necesaria para producir una descomposición apreciable. Por ejemplo: el clorato de potasio a una temperatura baja produce el oxígeno. Ahora bien, el vapor de agua, al ser calentado, se descompone progresivamente en hidrógeno y ovígeno; sin embargo, a la temperatura de 2,000 grados la descomposición alcanza únicamente 1,8 por ciento; y la reunión de estos mismos elementos ocurre cuando la temperatura disminuye. Las dos flechas usadas en la ecuación siguiente indican que la acción química puede operarse en cualquiera de las dos direcciones. Las acciones químicas de esta naturaleza se dice que son *reversibles:*

$$2H_2O \rightleftarrows 2H_2 + O_2$$

Aquella descomposición que procede a una temperatura elevada, y que al disminuirse ésta los constituyentes del compuesto de combinan de nuevo, se conoce con el nombre DE DISOCIACIÓN.

Unión del Agua con los Oxidos.—El óxido de sodio (Na_2O) se une violentamente con el agua para formar el hidrato de sodio:

$$Na_2O + H_2O = 2Na(OH)$$

El apagamiento de la cal viva es una acción más familiar que la anterior:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Estos son los únicos productos formados. Las nubes de vapor en condensación, producidas en el ejemplo segundo, son debidas a la evaporación de una parte del agua con el calor desarrollado en la formación del hidrato de calcio. La disolución acuosa de estos dos productos es jabonosa al tacto, y cambia el papel rojo de tornasol en azul; y dicha substancia, por consiguiente, pertenece a la clase de los *álcalis* o *bases*. Los óxidos que forman bases con el agua se llaman ÓXIDOS BÁSICOS.

2. Algunos óxidos, aun cuando se combinan con el agua, forman ÁCIDOS o sean substancias enteramente distintas de las anteriores. Por ejemplo, el pentóxido de fósforo y el dióxido de azufre pertenecen a esta clase de substancias; y forman el ácido fosfórico y sulfuroso, respectivamente. Estos óxidos son comúnmente conocidos con el nombre de ANHÍDRIDOS (del griego, *sin agua*) de los ácidos respectivos. Se llaman también OXIDOS ACIDOS:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Los ácidos tienen un sabor agrio avinagrado y cambian el papel azul de tornasol en rojo.

Los elementos como sodio, hierro, cuyos óxidos forman bases, se llaman ELEMENTOS METÁLICOS; otros como el fósforo, cuyos óxidos forman ácidos, se llaman ELEMENTOS NO-METÁLICOS o simplemente METALOIDES.

Hidratos.—Muchas substancias al ser disueltas en el agua y recuperadas por la evaporación espontánea del solvente, entran en combinación con el líquido presente. Sus productos, que son solidos, se llaman HIDRATOS. Estos son compuestos químicos como lo demuestran los dos hechos siguientes: 1. Estos compuestos tienen una composición química definida que se expresa en términos de una unidad química (pesos atómicos) de los elementos constituyentes. Las proporciones en las disoluciones y en otras agrupaciones físicas no se expresan por medio de

una fórmula, sino muy raramente. 2. Los hidratos tienen propiedades físicas enteramente diferentes de las del agua (o del hielo); y de la otra substancia empleada en sus preparaciones.

Las PROPIEDADES QUÍMICAS de los hidratos demustran que éstos son relativamente inestables. Al ser calentados, por regla general, no pierden ninguno de los constituyentes del compuesto original, exceptuando el agua, en la forma de vapor. Al ser derretidos, o dissueltos en el agua, se disocian en agua y en la substancia original. Las disoluciones acuosas formadas por las substancias anhídridas y por los hidratos tienen idénticas propiedades físicas y químicas.

En consecuencia de la facilidad con que los hidratos se desprenden del agua sus fórmulas se escriben de la manera siguiente: por ejemplo, (SO_4 Cu, $5H_2O$.), para indicar que el agua y la substancia original están separadas. Las fórmulas escritas de este modo y que indican cierta propiedad característica de las substancias, se llaman *fórmulas de reacción.*

La Disociación de los Hidratos—Eflorescencia.—Los hidratos menos estables se disocian muy fácilmente. Por ejemplo: el decahidrato de sulfato de sodio ($Na_2SO_4 10H_2O$, Sal de Glauber), al ser expuesto al aire libre pierde toda su agua; es decir, *efloresce.* La pérdida del agua en la eflorescencia es igual a la evaporación, exceptuándose en que la primera es un proceso de descomposición química, y no puramente físico como lo es la evaporación. El agua de hidratación se conoce comúnmente con el nombre de AGUA DE CRISTALIZACIÓN. Este nombre fué dado al observarse por primera vez que los hidratos al descomponerse perdían su forma cristalina. Pero la frase es algo ambigua. El azufre, el clorato de potasio y *cientos* de otras muchas substancias, por ejemplo, son cristalinas; y sin embargo, no contienen los elementos del agua. Todas las substancias químicas puras, en la forma sólida, y en condición física estable, son cristalinas. Las substancias amorfas, como la cera y el vidrio son líquidos reenfriados.

La Disolución

Las disoluciones son tan constantemente usadas en Quimica, que se hace absolutamente indispensable saber sus propiedades, a fin de que podamos usarlas inteligentemente.

Poder Disolvente del Agua.—La propiedad más importante del agua es su poder para disolver la mayoría de las substancias conocidas. Muy bien podría decirse que el agua es el *disolvente universal.*

Se dice que una substancia está en disolución en un liquido, cuando se encuentra distribuida uniformemente en él y en un estado tal de división, que sus partículas más diminutas son invisibles, y no se asientan. Por otra parte, cuando estas mismas partículas son visibles, la substancia en cuestión, está en SUSPENSIÓN; y frecuentemente se asienta. El líquido que disuelve una substancia se llama *disolvente;* y la substancia disuelta *soluble.* La disolución no hierve a la misma temperatura que el disolvente, y su punto de congelación también es distinto.

El agua disuelve tanto los sólidos como los gases; y se mezela con varios otros líquidos. Ciertos líquidos como por ejemplo el agua y el alcohol, el agua y la glicerina, no se separan sino que forman una mezcla muy uniforme, y se dice que son MISCIBLES.

Saturación.—La disolución no es un compuesto definido. Cuando una porción pequeña de sal de cocina está disuelta en un cantidad grande de agua, la disolución está *diluída.* En una disolución diluída la substancia sólida disuelta está tan uniformemente distribuída en todas las partes del líquido, como otra que contenga mayores cantidades de la misma substancia. Un volumen conocido de agua disolverá cualquier cantidad de otra substancia dada, hasta alcanzar cierto grado fijo. Por ejemplo: un litro de agua a 20 grados centigrados, disuelve cualquier peso de sal de cocina hasta llegar a los 300 gramos. En tales condiciones el agua no disolverá más de dicha cantidad

de sal. Cuando el agua se encuentra en las condiciones anteriores, se dice que la disolución está SATURADA. Una generalización similar puede hacerse acerca de la solubilidad de cualquier sólido en un líquido dado. Debe advertirse, sin embargo, que una disolución saturada puede muy bien disolver otro sólido. Por ejemplo: el agua saturada de sal de cocina disuelve el salitre.

Factores de la Solubilidad.—La solubilidad de la mayoría de las substancias es afectada por la temperatura. Los sólidos son generalmente, pero no siempre, más solubles en un liquido a una temperatura elevada, que a una baja. El azúcar, por ejemplo, es mucho más soluble en el agua caliente que en el agua fría. La sal de cocina se disuelve muy bien tanto en la una como en la otra. En cambio, el hidrato de calcio, que se usa en la preparación del *agua de cal,* es menos soluble en el agua caliente.

Al contrario de todos los sólidos, la solubilidad de los gases disminuye con la elevación de la temperatura. El amoníaco y el dióxido de carbono, por ejemplo, son más solubles en el agua fría. Las diferentes substancias difieren muy marcadamente en sus solubilidades respectivas; y los diversos disolventes varían también en su poder para disolver la misma substancia.

Frigorización de las Mezclas.—Ha sido anatodo que durante la disolución ocurren cambios importantes en la energia. Por ejemplo: cuando se disuelve un sólido dado, la energía es absorvida, y la temperatura generalmente merma o disminuye. Estos cambios en la energía se usan en la frigorización de las mezclas. Por ejemplo: cuando el hielo y la sal de cocina se mezclan, una parte del hielo se derrite y la sal se disuelve en el agua. Ambos procesos resultan de la absorción del calor, y la temperatura de la mezcla baja considerablemente del punto de hielo del agua pura.

Supersaturación.—Cuando una disolución saturada a una temperatura elevada se deja enfriar lentamente sin ningun disturbio, ésta se enfriará frecuentemente a una temperatura más baja y sin descomponer ninguna de sus

substancias contituyentes. Pero si se añade una partícula pequeñísima de la substancia disuelta, cristalizará inmediatamente; y habrá un alzamiento en la temperatura. Tal disolución se dice que ha sido *supersaturada a la temperatura baja.* El menor disturbio puede ocasionar la critalización.

Cristales.—El hecho de que la solubilidad varíe con la temperatura se usa para separar los sólidos de las disoluciones. Cuando se permite a una disolución saturada a una temperatura elevada enfriarse lentamente, la substancia disuelta se separa frecuentemente en formas difinidas llamadas CRISTALES. Los cristales son generalmente transparentes y simétricos. Por la evaporación del disolvente se pueden obtener los cristales de la disolución diluída de un sólido.

Delicuescencia.—Algunos materiales, como, por ejemplo, el óxido de calcio, el cloruro de sodio y la potasa cáustica, frecuentemente absorven la humedad del aire, y se dice que son *higroscópicos;* cuando estas substancias absorven cantitades mayores de agua, se llaman DILICUESCENTES. El fenómeno de la *delicuescencia,* lo mismo que el de la *eflorescencia,* dependen del grado de humedad presente en el aire, y de la temperatura del mismo, respectivamente. Los cuerpos delicuescentes son muy útiles para secar las demás substancias.

CAPÍTULO VII

PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

El hidrógeno y el oxígeno forman un compuesto muy distinto del agua, en el cual los pesos del primero y del segundo, están en la proporción siguiente: 1:16. Como este compuesto contiene más oxígeno por una cantidad dada de hidrógeno que el agua, se llama peróxido de hidrógeno o dióxido de hidrógeno.

Historia.—El peróxido de hidrógeno fué descubierto por el químico francés Thénard, en 1818, mienstras observaba la acción de los ácidos con ciertos óxidos.

Origen.—El peróxido de hidrógeno se encuentra en cantidades limitadas en la lluvia y en la nieve. Se forma en cantidades muy pequeñas, cuando ciertos metales como el zinc, el plomo y el cobre humedos se enmohecen.

Preparación.—Cuando el peróxido de sodio se añade, poco a poco, a un ácido diluído, se forma el peróxido de hidrógeno y queda disuelto en el líquido:

$$Na_2O_2 + 2HCl = NaCl + H_2O_2$$

Se prepara también reaccionando peróxido de bario hidratado con una disolución diluída de ácido sulfúrico:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

En la preparación comercial del peróxido de hidrógeno se emplea el ácido fósforico en lugar del ácido sulfúrico, y se tiene buen cuidado de precipitar los otros productos y todas las impurezas que haya en la disolución.

Propiedades Físicas.—El peróxido de hidrógeno es un jarabe algo líquido, y su gravedad específica es 1,5. Produce ampollas en la piel. Diluído tiene un sabor metálico muy desagradable. Se ha logrado su congelación (Punto de fusión — 2°).

Propiedades Químicas.—El peróxido de hidrógeno (100%) es muy inestable y se descompone lentamente aun a la temperatura de menos 20 grados. La disolución acuosa diluída, libre de toda impureza, se mantiene estable; esta estabilidad se aumenta con la porción más pequeña de un ácido. Los álcalis y la mayoría de las sales ayudan en su descomposición; por consiguiente, la purificación de las disoluciones comerciales es indispensable. La adición de los metales en polvo, del dióxido de maganeso y del carbón de leña (acción de contacto) ocasionan la efervescencia aun de una disolución muy diluída y el oxígeno se escapa:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$$

La disolución acuosa del peróxido de hidrógeno es un *ácido muy débil.*

Usos.—Debido a la facilidad con que se desprende de su oxígeno, se emplea como un agente muy valuable en la oxidación; y la mayoría de sus usos dependen de esta misma propiedad. El peróxido de hidrógeno muy raras veces se prepara en su forma pura y se usa siempre en disolución. La disolución comercial contiene cerca de un 3% de peróxido de hidrógeno.

Se emplea también como un desinfectante muy poderoso. Destruye la matería colorante del cabello y de los tejidos de lana y los blanquea rápidamente. En muchas de sus acciones se asemeja al ozono.

Ley de las Proporciones Múltiples.—Proust mostró que algunos elementos se combinan en más de una proporción, y por consiguiente, forman diferentes compuestos. Pero él no notó que si el peso de uno de los elementos es constante, los pesos distintos del otro están en una simple

relación múltiple. Dalton descubrió este hecho general en 1804.

La composición de los compuestos se expresa comúnmente en un tanto por ciento, pero estas expresiones, al tratarse de una serie de compuestos, no indican absolutamente nada acerca de las relaciones múltiples. Ahera bien, si se adopta un peso constante como unidad para un compuesto y la composición de una serie de compuestos se expresa en términos de esta misma unidad, entonces la simple relación múltiple que existe entre los pesos del otro compuesto será aparente. Por ejemplo: la relación múltiple no es aparente cuando decimos que los dos compuestos del carbono y del oxígeno contienen respectivamente 27,27, y 42,85 por ciento de carbono; 72,72, y 57,14 por ciento de oxígeno. Pero si tomamos 1 como el peso del carbono, los pesos del oxígeno estarán en la simple proporción integral de 2 es a 1; y por consiguiente, los pesos del oxígeno son simples múltiples.

En el caso del agua y del peróxido de hidrógeno tenemos que, en el agua las proporciones por pesos son las siguientes: hidrógeno 1, oxígeno 8. En el peróxido de hidrógeno las proporciones por peso son las siguientes: hidrógeno 1, oxígeno 16. Esto demuestra claramente que el peróxido de hidrógeno contiene el doble de oxígeno que el agua.

El hecho general concerniente a las proporciones múltiples se expresa como sigue:

Ley de las Proporciones Múltiples.—*Cuando dos (o más) elementos se unen para formar una serie de compuestos, el peso fijo de uno se combina con los diferentes pesos del otro, y las relaciones entre los diferentes pesos se pueden expresar por medio de números enteros.* Esta Ley, lo mismo que la de las Proporciones Exactas, es una ley fundamental de la Química; y ambas han influenciado profundamente su progreso teórico y práctico.

CAPÍTULO VIII

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

I

Actualmente hemos ya estudiado varias substancias y algunas de las leyes que presiden a sus combinaciones químicas, sin haber intentado hasta el presente dar ninguna explicación acerca de la estructura natural de estas mismas substancias y de los hechos lógicos en que estas mismas leyes están basadas.

Ley — Teoría — Hipótesis.—Nosotros descubrimos los hechos o fenómenos naturales por medio de la observación y de la experimentación. Aquellos fenómenos naturales que ocurren siempre bajo la misma serie de circumstancias, muy pronto son generalmente establecidos por la ciencia. Estos hechos son frecuentemente resumidos en una exposición breve llamada LEY.

Algunas veces la palabra *ley* se usa en el sentido del proceder uniforme resumido en la exposición breve. Por consiguiente, en un sentido limitado, una ley es una exposición de un hecho; pero en uno más amplio, es el hecho por si mismo. Por lo tanto, la ley de las proporciones exactas es: 1.° Una exposición breve del hecho general de las proporciones exactas de los elementos en los compuestos; y 2.° El proceder uniforme en si mismo concerniente a la composición química de los compuestos.

La causa de muchos hechos científicos es desconocida. La explanación que se da, o la exposición que se hace sobre la causa de estos hechos recibe of nombre de TEORIA. Las leyes son la exposición de los hechos; y las teorías la exposición de las causas supuestas de los mismos. Así

sabemos, por ejemplo, que los compuestos químicos tienen una composición definida, porque se ha descubierto por medio de la experimentación exacta los hechos en que esta ley está basada; y se ha formulado una teoría, que de conformidad con muestros conocimientos de hoy y de acuerdo con nuestro modo actual de pensar, da una explicación satisfactoria de la causa del hecho general de la composición definida. Las leyes muy raramente cambian; las teorias son frecuentemente modificadas. Las leyes son el resultado de la experimentación práctica; las teorías el resultado de las operaciones mentales.

Se admite una teoría hasta que otra más satisfactoria es propuesta. Cuando un hecho no está bien establecido, o no es general, damos razón de él por medio de una HIPÓTESIS. Una hipótesis es simplemente una suposición concerniente sobre la causa de un hecho particular, o de una serie de hechos, y es comúnmente propuesta como una base para hacer indagaciones posteriores. De este modo las hipótesis frecuentemente conducen a las teorías.

Las leyes, teorías y las hipótesis son de gran servicio en la Química, porque nos ayudan a reunir en exposiciones inteligentes un número vastísimo de hechos que no están aparentemente relacionados. Sirven también para el descubrimiento de los hechos o fenómenos naturales.

Naturaleza.—En su más breve y explicita acepción, comprende todo cuanto en el mundo se hace manifiesto o visible como los cuerpos, y fenómenos en general.

En todo cuerpo residen por lo menos dos propiedades evidentemente esencialísimas: la FORMA, como resultado de la agrupación o arquitectura molecular; y el PESO, como una le las tantas manifestaciones de las formas o energías que le mantienen.

Atomos.—Según la Química, todos los cuerpos están compuestos de partículas infinitamente pequeñas, denominadas ÁTOMOS. El átomo es la mínima porción de materia que juega en las combinaciones químicas, pero que jamás es aislable; es por consiguiente el límite indivisible, pero hipotético de la materia. Esto no puede considerarse como

una verdad axiomática, puesto que carece de demostración, sino como un punto convencional para poder explicar las teorías de la Química, de la misma manera que el punto geométrico sirve de fundamento en la ciencia de la extensión. Los átomos se agrupan, pero no sueldan íntimamente, sino que dejan espacios interatómicos denominados *poros;* y esto precisamente contribuye a que todos ellos puedan ejercer libremente su movimiento natural. La agrupación de átomos de una misma especie da por resultado el *cuerpo simple,* y la agrupación de átomos de distinta especie ocasiona el *cuerpo compuesto.* Los nombres de *cuerpo simple y compuesto* son puramente circunstanciales, como dependientes del estado actual de la ciencia.

Afinidad.—La fuerza que mantiene unidos los átomos se denomina AFINIDAD, y su intensidad varía considerablemente en los diferentes cuerpos que nos presenta la Naturaleza. Cuanto mayor sea la fuerza con que se unen los átomos, tanto más estable y constante será el cuerpo resultante. De la fuerza que mantiene unidos los átomos de las cuerpos depende la diferente arquitectura molecular desde el estado ultragaseoso al sólido; los cuerpos menos densos y de menor movilidad atómica afectan el estado sólido, como el pedernal; los menos densos y más difusibles presentan el estado gaseoso, como el aire; y los que por su densidad, movimiento y difusión, representan un término medio entre los sólidos y los gases, aceptan el estado líquido, como el agua. Estos son, por consiguiente, los tres estados más generales de la materia.

Energía.—Del mismo modo que el peso es inherente al cuerpo, y aumenta en razón directa de la cantidad de la masa, la ENERGÍA tiene su punto de apoyo en la materia y aumenta también con la cantidad de ésta. Todos los cuerpos están dotados de una fuerza de atracción en todas direcciones, como la vemos en la propiedad que tienen las masas mayores de atraer a las menores. Una piedra, lanzada al espacio cae inmediatamente al suelo atraida

violentamente por la masa terrestre; de lo cual se deduce que todos los cuerpos poseen su relativa gravedad o modos de afinidad. Y que cuanto mayor sea ésta en las moléculas, tanto mayor es la densidad en el cuerpo resultante. Por consiguiente: el peso, como resultante de la gravedad molecular tiene íntima relación con las energías que obran en el cuerpo.

La energía de los cuerpos se manifiesta de diferentes maneras, denominadas *modos de movimiento,* tales como *la electricidad, el calor y la luz.* No producimos nosotros esa energía, como vulgar y aun cientificamente suele decirse, sino que ya existe ella misma, y por tanto, no hacemos mas que aislarla de cierta manera para hacerla evidente en esas tres formas distintas. Cualquiera causa química o mecánica puede evidenciarla: sea, por ejemplo, el añillo de una máquina dinamoeléctrica. Desde el instante en que este añillo se pone en movimiento, más o menos acelerado, el movimiento se transforma en una corriente eléctrica que marcha con una velocidad asombrosa por el conductor de alambre; si la corriente eléctrica es tan densa que no cabe por el conductor, se transforma en calor hasta el punto de fundir el alambre; y por último, si la corriente encuentra una ligera solución de continuidad o un punto de resistencia, se transforma en luz, como se observa en las lámparas de arco voltaico y de incandescencia: es decir, aparentemente el punto inicial de la energía es el movimiento; una cantidad determinada de movimiento se transforma en electricidad; la densidad eléctrica se transforma en calor, y la densidad calorífica da por resultado una luz tanto más intensa cuanto más denso es el foco de calor. Invertiendo ahora el orden, se observará que la luz se difunde en el ambiente hasta perderse o disolverse en los últimos límites de la penumbra, pero pasando por las fases del calor, de la electricidad, y, por último, del movimiento más o menos vibratorio, hasta llegar al equilibrio aparente, sin poder prescindir jamás de su punto de apoyo en la materia.

II

Atomicidad.—Aceptamos como verdad más o menos probable, pero no inconcusa, el que fuerza y materia no son una misma cosa, sino que una y otra están íntimamente ligadas. El diferente grado de afinidad, es decir, la capacidad de saturación de unos átomos para con otros se denomina ATOMICIDAD.

Dinamicidad o Cuantivalencia.—Tómase como tipo de unidad cuantivalente el hidrógeno, cuyo átomo es *monodinamo,* porque necesita para saturarse completamente un solo átomo de cualquier cuerpo *monoatómico.* Cuando un átomo necesita para saturarse dos átomos monodinamos o un didinamo, posee dos atomicidades, y, por consiguiente, es *diatómico;* cuando posee tres atomicidades se denomina *tridinamo* o *triatómico,* cuando posee cuatro, *tetradinamo,* o *tetratómico,* etc.

Moléculas.—Ya hemos dicho que el átomo representa el limite indivisible de la materia, el cual no puede aislarse jamás; por consiguiente, al separar de un cuerpo simple la cantidad más pequeña, ésta no puede considerarse como en átomo, porque puede dividirse por diferentes medios imaginables hasta llegar a lo inconcebible; lo porción más pequeña que puede aislarse de un cuerpo representa un agregado de átomos y se denomina MOLÉCULA.

Cuerpos Compuestos.—Inmeso y cada vez más grande es el número de los cuerpos compuestos que la Naturaleza nos ofrece. Los cuerpos compuestos se denominan BINARIOS cuando constan de dos elementos como el agua, que como sabemos se compone de hidrógeno y oxígeno; se llaman TERCIARIOS cuando en su composición figuran tres elementos, como el ácido sulfúrico, que consta de hidrógeno, oxígeno y azufre; CUATERNARIOS cuando constan de cuatro elementos, como el yeso, que se compone de hidrógeno, oxígeno, azufre y calcio; etc.

Indestructibilidad de la Materia.—En los cambios químicos *la materia* no se crea ni se destruye. Frecuentemente se transforma, y aparentemente se pierde, pero el peso

total de las substancias que participan en un cambio químico es siempre el mismo. El hecho de la INDESTRUCTIBILIDAD de la materia fué primeramente demostrado por el químico francés Lavoisier (1745-1794), y desde entonces numerosos químicos han demostrado que esto constituye la ley fundamental de la Química. Esta ley se llama, LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA, y es como sigue:

La Materia es indestructible, y en los cambios químicos su peso no aumenta ni disminuye.

Unidad de la Materia.—Hemos dicho que los nombres de *cuerpo simple y compuesto* son circunstanciales, aunque empíricamente no podemos afirmar lo contrario. El estado actual de condensación en la materia da por resultado infinito número de formas dependientes de la diversa arquitectura molecular.

La hipótesis de la unidad de la materia tiene su fundamento en que la Naturaleza procede en sus obras con extrema sencillez, pues muchos millares de cuerpos orgánicos están formados esencialmente de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno con la circunstancia de que varios tienen la misma composición y proporciones en sus elementos o son ISÓMEROS entre si; en que varios cuerpos simples, según su densidad o arquitectura molecular, ofrecen propiedades distintas, como se observa en el oxígeno, que es insípido e inodoro, y el ozono, que es el oxígeno anormal dotado de olor y de sabor muy característicos; en que todos los cuerpos caen con la misma velocidad en el vacío; en que muchos cuerpos simples poseen un mismo peso atómico o tienen pesos múltiples entre sí, lo cual evidencia la diferente condensación, y por último, en que no siempre han existido en nuestro planeta los mismos cuerpos compuestos.

Es indudable que en los primeros tiempos genéticos de la Tierra, la materia se hallaba en su forma más sencilla, tal vez en un estado uniforme, en que era imposible la diferenciación de los elementos que hoy distinguimos. Y esto es palpable, si consideramos que la Tierra ha ido

densificándose considerablemente, dando lugar a la separación de los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos, y que en los sólidos existen más propiedades diferentes que en los líquidos, y en éstos más que en los gases; es evidente, por tanto, que en el estado ultragaseoso de la matería, en su infinito o primitivo estado de división molecular ofrecían caracteres comunes o análogos todos los cuerpos, y lo mismo era el oro que el fósforo, que el hidrógeno, etc. De suerte que así como la energía se nos presenta de diferentes maneras *denominadas modos de movimiento;* la materia, merced a las circunstancias o combinaciones accidentales que han obrado sobre ella, ha sufrido modificaciones en su agrupación molecular ocasionando la diversidad de formas en que se nos presenta. Por consiguiente: *la materia es una,* y los infinitos seres que la Naturaleza nos ofrece son *formas circunstanciales de la materia.*

Teoría Dinámica.—Esta teoría tiende a demostrar que todos los cuerpos o formas moleculares que la Naturaleza nos ofrece no tienen otras propiedades que las relaciones de fuerza, y, por lo tanto, entre la matería y la energía no hay limite alguno de diferenciación.

Tratemos de apreciar los fenómenos que pueden observarse en el cuerpo más duro y consistente que nos ofrece la Naturaleza—en el diamante—esta piedra preciosa es infusible e inalterable con la acción de todos los cuerpos conocidos; sin embargo, la *llama de oxidación* la reduce completamente a gas ácido carbónico, este gas, por la acción de un calor excesivo puede llegar a tal estado de difusión o de división molecular, que ya sería imposible encontrar en él caracteres de diferenciación, y los límites de su masa ultragaseosa se confundirían con las últimas vibraciones de la energía. De todo lo cual puede deducirse, que todos los cuerpos o formas moleculares pueden considerarse como FOCO DE FUERZA o como CIERTOS MODOS DE EQUILIBRIO en que la actividad de la Naturaleza se nos manifiesta acceptando infinitas formas.

La energía, es por tanto, la esencialidad abstracta de la masa, el estado inicial de la materia; y la materia repre-

senta el estado concreto de la energía, o lo que es igual, la densificación de la fuerza.

En esto supuesto, el átomo, considerado como el límite indivisible de la materia es un absurdo puesto que el límite de la división natural llega a confundirse con las últimas vibraciones de la energía.

CAPÍTULO IX

CLORO

El cloro es un elemento importantisimo, y sus compuestos son muy útiles, especialmente el ácido clorhídrico y el cloruro de sodio.

Historia.—Scheele, en 1774, demostró que el cloro constituía una substancia distinta. Él lo preparó de la sal de cocina por medio del dióxido de manganeso, usando el método que luego se explicará. Por mucho tiempo se le consideró como un compuesto de oxigeno, hasta que Davy (1809-1818), demostró que era un elemento.

Origen.—El cloro no existe en su forma libre en la Naturaleza. Hay, sin embargo, muchos compuestos del cloro en el reino mineral. Del 3,6% de la matería sólida que existe en el agua del mar, cerca de 2,3% es cloruro de sodio (NaCl). Durante las pasadas edades geológicas la evaporación del agua del mar dió lugar a la formación de depósitos enormes de los compuestos de sodio. En Strassfurt, Alemania, se encuentran estratos de esta naturaleza con un espesor de más de mil pies. Algunas de las capas de estos estratos se componen generalmente de cloruro de sodio. En otras se encuentra el cloruro de potasio (silvanita), un abono muy indispensable; y además otros compuestos de cloro. En Honduras, Centro América, el cloruro de plata es bastante común. La Sal (cloruro de sodio) se exporta anualmente por Amapala, en cantidad de 150,000 kilogramos.

Preparación.—*Electrolisis de una Disolución de Sal de Cocina.*—El cloro puede ser preparado pasando una corriente eléctrica sobre una disolución de sal de cocina; el aparato usado es igual al empleado en la electrolisis del agua, con la diferencia de que los polos deben ser

de carbón, porque el platino puede combinarse con el cloro desprendido en la acción. El recipiente se llena de una disolución concentrada de sal de cocina. Al pasarse la corriente eléctrica el cloro se desprende en el estado gaseoso alrededor del ánodo, y el hidrógeno alrededor del cátodo. Es muy posible que el cloro sea acumulado al principio en el cátodo, pero como reacciona rápidamente con el agua, por consiguiente, es imposible su acumulación permanente allí. En la acción del cloro con el agua, el hidrógeno se desprende libremente:

Cloruro de Sodio = Sodio + Cloro

Sodio + Agua = Hidrógeno + Hidrato de Sodio

Como productos finales se obtienen los dos gases, hidrógeno y cloro, y el hidrato de sodio que se disuelve en el agua.

Oxidación del Ácido Clorhídrico.—El ácido clorhídrico es un compuesto de hidrógeno y cloro. En la electrolisis del ácido clorhídrico, por consiguente, se puede obtener el cloro, pero es preferible la oxidación de dicho ácido, porque sabemos que el hidrógeno tiene la propiedad de combinarse con el oxígeno, con el consiguiente desprendimiento del cloro. En la oxidación se puede usar el oxígeno del aire. El ácido clorhídrico (gas) y el aire se pasan por un tubo caliente conteniendo un agente de oxidación. La acción es lenta.

En el laboratorio el agente de oxidación usado es el dióxido de manganeso. Una disolución concentrada de ácido clorhídrico se mezela con el dióxido de manganeso y al ser calentada, el cloro se desprende. El hidrógeno del ácido entra en combinación con el oxígeno del dióxido para formar el agua. El manganeso se combina con la mitad del cloro del ácido, formando cloruro de manganeso, y la otra mitad del cloro se desprende en el estado gaseoso:

Ácido Clorhídrico + Dióxido de Manganeso = Agua + Cloruro de Manganeso + Cloro

Estas dos ecuaciones químicas se expresan comúnmente de la manera siguiente:

Para la preparación del cloro por la electrolisis:

$$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2 + Cl_2$$

Para la preparación del cloro por la oxidación del ácido clorhídrico:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

El cloro no se colecta sobre agua porque en el estado seco es preferible para otros experimentos. Se colecta frecuentemente por medio del desalojamiento del aire.

En la preparación del cloro se usan también el cloruro de sodia, el ácido sulfúrico y el dióxido de manganeso. La ecuación es como sigue:

$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + Cl_2$$

Propiedades Físicas.—El cloro es un gas amarillo verdoso, cerca de 2½ veces más denso que el aire. Tiene un olor desagradable y ataca las membranas nasales y los pulmones, produciendo efectos algo parecidos a los del catarro. Es muy venenoso y su aspiración puede causar la muerte. Para contrarrestar su acción se usa el amonio y el alcohol. Debe ser preparado con gran cuidado para evitar su escape.

Propiedades Químicas.—*Acción con los Metales.*—El cloro es un elemento muy activo. Se combina con varias substancias, especialmente con los metales, formando los cloruros. El antimonio, el zinc, el cobre y el hierro únense fácilmente con el cloro, formando los cloruros respectivos.

Antimonio	+ Cloro	=	Cloruro de Antimonio
Zinc	+ Cloro	=	Cloruro de Zinc
Hierro	+ Cloro	=	Cloruro de Hierro

Las combinaciones anteriores son casos de verdadera

combustión, porque sus resultados son el calor y la luz. Por tanto, puede decirse que el cloro sostiene la combustión igual que el oxígeno.

Acción con el Hidrógeno.—Si se enciende el hidrógeno en el aire y luego se combina con el cloro en una redoma, la llama resultante asumirá un color blanco pálido en apariencia; el color del cloro desaparece y en la redoma queda un gas incoloro llamado cloruro de hidrógeno, que fumiga fuertemente en el aire húmedo. El enorme calor desarrollado en la acción es otra analogía entre el cloro y el oxígeno.

El hidrógeno no se combina con el cloro en la obscuridad; pero en la luz difusa (del día) se combina lentamente y explota violentamente al ser expuesto a una luz más intensa.

La tendencia del cloro a combinarse con el hidrógeno se demuestra con el hecho de que éste lo desaloja de muchos compuestos. La trementina es un compuesto de carbono e hidrógeno. Si se humedece un papel con trementina caliente y se arroja dentro de una botella llena de cloro, ocurre inmediatamente una acción muy violenta, algunas veces con la producción de una llama, y se forma un deposito de ohín en el interior de la botella. Si se respira dentro de la botella, la humedad ocasionará la fumigación del cloruro de hidrógeno.

Acción con el Agua.—Aun cuando el agua es un compuesto estable, el cloro, bajo ciertas circunstancias, en presencia de la luz, reacciona con ella combinándose con el hidrógeno, formando el ácido clorhídrico, y por otra parte el oxígeno se desprende en su forma libre:

Agua + Cloro = Ácido Clorhídrico + Oxígeno

El agua disuelve la cantidad de ácido así formado.

El cloro puede descomponer el agua en la ausencia de la luz, con tal que haya un agente de oxidación. Por tanto, el cloro es un buen agente de oxidación, y en tal caso se combina con el hidrógeno del agua; y el oxígeno

desprendido entra en combinación con los otros materiales presentes en la reacción.

Usos.—El uso comercial más importante del cloro, como agente de oxidación, consiste en el blaqueamiento de los tejidos de lana. ESTADO NASCENTE.—Experimentalmente se ha comprobado que los elementos en el momento de su desprendimento son mucho más activos y tienden a combinarse rápidamente con otras substancias. Un elemento existente en tales condiciones se dice que está en el estado nascente.

Polvos para Blanquear.—Es un compuesto, cloruro de calcio, que se usa para blanquear los tejidos de algodón. Es una substancia blanca amarillenta que tiene un olor muy parecido al del cloro. Esta substancia cuando seca, existe en la forma de polvos, pero al ser expuesta a la acción del aire libre se vuelve pastosa, debido a que absorve el agua y el dióxido de carbono con el desprendimiento del "cloro disponible," que varía de 30 a 38%. La reacción entre esta misma substancia y los ácidos sulfúrico y clorhídrico se escriben comúnmente de la manera siguiente:

(a) $CaOCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O + Cl_2$

(b) $CaOCl_2 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + Cl_2$

La composición de los polvos para blanquear ha sido muy discutida; pero las autoridades más dignas de fé dan la fórmula antes usada.

Blanqueamiento.—Inmensas cantidades de la substancia antes mencionada se usan en las industrias de blanqueamiento de tejidos de algodón. La acción es simplemente un proceso químico de oxidación, con el desprendimiento del oxígeno en el estado nascente, que descompone las substancias complejas colorantes, cambiándolas en compuestos incoloros.

Desinfectante.—En la acción anterior el oxígeno desprendido del cloruro de calcio es un poderoso desinfectante; por consigiente, el cloro en esta reacción tiene indirectamente la misma propiedad.

CAPÍTULO X

ÁCIDO CLORHÍDRICO

El ácido clorhídrico es el compuesto del cloro más usado. Este gas es muy soluble en el agua. Esta disolución ha sido conocida desde hace muchísimo tiempo con el nombre de ÁCIDO MURIÁTICO. El término de ácido clorhídrico incluye tanto el gas como su disolución, pero ésta es más generalmente designada con este nombre.

Historia.—Los primeros químicos llamaron al gas, "espiritu de sal." Priestly, que lo preparó, colectó y estudió detenidamente, lo llamó "Aire ácido marino." Y ambas expresiones acentúan su íntima relación con la sal de cocina (cloruro de sodio).

Origen.—Se encuentra en las exhalaciones volcánicas. La disolución es uno de los componentes del jugo gástrico. Y los cloruros, que son las sales del ácido clorhídrico, abundan en la corteza terrestre.

Preparación.—Este gas se prepara en el laboratorio por medio del procedimiento usado por Glauber en el siglo diez y siete; es decir, calentando una mezcla de cloruro de sodio y ácido sulfúrico. Si la mezcla se calienta suavemente, el cambio químico operado es como sigue:

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$

Pero a temperatura más elevada la ecuación de la reacción es como sigue:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCL$$

En el primer caso los productos son ácido clorhídrico (gas) y sulfato ácido de sodio; y en el segundo, ácido

clorhídrico (gas) y sulfato de sodio. En ambos casos el gas se produce fácilmente y puede ser colectado sobre mercurio, o más fácilmente por el desalojamiento del aire. La disolución se prepara pasando el gas sobre agua.

Acido Clorhídrico Comercial.—Se prepara en grandes cantidades por el mismo método usado en el laboratorio. La mezcla de sal y ácido sulfúrico se calienta moderadamente en un caldero hemisférico de hierro colado; el gas se pasa por un tubo de barro a una torre absorvente y la masa fundida del sulfato ácido de sodio y la sal se calientan de nuevo a una temperatura más elevada; y el gas obtenido se pasa por otro tubo a la misma torre absorvente. Ésta contiene pedazos de ladrillo sobre los cuales gotea agua, y el gas al pasar por ella se combina con ésta, colectándose, concentrado, en el fondo de la torre. El gas se enfría antes de penetrar en la torre.

El ácido clorhídrico es uno de los productos en la preparación del carbonato de sodio por el proceso de Leblanc. Al principio, este gas se dejaba escapar a la atmósfera; pero como tiene una acción destructora de la vegetación, últimamente ha sido prohibido su escape.

Método General para la Preparación de los Acidos.—La preparación del ácido clorhídrico ilustra perfectamente un método general para la preparación de todos los demás ácidos volátiles. El ácido sulfúrico se emplea porque hierve (se evapora) a una temperatura considerablemente elevada (338,° C.); mientras que el ácido clorhídrico se evapora a una temperatura más baja. El ácido sulfúrico, al ponerse en contacto con el cloro, reacciona inmediatamente y el ácido clorhídrico (gas) se desprende. El exceso del ácido sulfúrico y el gas formado últimamente se encuentran en la mezcla. El ácido clorhídrico se evaporiza primero, debido a lo bajo de su punto de ebullición; y el ácido sulfúrico por razón de lo alto del suyo, permanece hasta completar la reacción con el cloruro de sodio. Finalmente todo el ácido clorhídrico se desprende y cualquier exceso del ácido sulfúrico se combinará con el sulfato de sodio formado. El ácido sulfúrico provee el hidrógeno

necesario para el ácido clorhídrico, y el cloruro de sodio da el cloro. El ácido sulfúrico se usa generalmente en todas las preparaciones de los ácidos cuyo punto de ebullición es menor de 338°, C.

Propiedades Físicas.—El ácido clorhídrico es incoloro y tiene un olor muy fuerte y penetrante, y es ligeramente más pesado que el aire.

Solubilidad.—Es muy soluble en el agua: de 400 a 500 volúmenes por cada uno de agua a la temperatura ordinaria. Esta disolución denomínase comúnmente ácido muriático o ácido clorhídrico, y contiene cerca de un 38% de ácido clorhídrico.

Fumigación.—Debido a su solubilidad, el ácido clorhídrico se une con la humedad del aire, y después se condensa y las partículas diminutas del líquido resultante aparecen en forma de nubes blancas o vaho, como puede verse cuando una disolución concentrada de ácido clorhídrico se expone al aire libre. El ácido clorhídrico puede ser licuado y también solificado a una temperatura muy baja y con el aumento de la presión.

Propiedades Químicas.—Ni el cloruro de hidrógeno líquido ni tampoco el gas perfectamente seco muestran ninguna de las características generales de los ácidos. Estas propiedades pertenecen únicamente a la disolución en agua.

Ácido Típico.—El ácido clorhídrico en la disolución acuosa tiene un sabor muy amargo, cambia *el papel azul de tornasol en rojo,* y reacciona con muchos de los metales, por ejemplo, el zinc, el hierro y el magnesio, con el desprendimiento del hidrógeno puro, y la formación de un compuesto de estos metales, generalmente soluble. Por ejemplo:

Zinc + Acido clorhídrico = Cloruro de zinc + Hidrógeno

Hierro + Acido clorhídrico = Cloruro de hierro + Hidrógeno

En estas acciones el metal desaloja el hidrógeno del ácido, y forma *un cloruro.* Tales acciones son muy características en un número de compuestos llamados ACIDOS.

Todos los ácidos tienen hidrógeno que puede ser desalojado por los metales. Algunas substancias como el azúcar y la glicerina, cuyo hidrógeno no puede ser desalojado por los metales, no se clasifican como ácidos.

En general:

Metal + Ácido = Sal del Metal + Hidrógeno

Cuando un ácido reacciona con un metal, el hidrógeno se desprende y generalmente aparece como un gas, a menos que haya un agente de oxidación en la disolución; y en tal caso el hidrógeno se oxida y forma agua.

Sales.—El compuesto formado por el desalojamiento del hidrógeno de un ácido por un metal se llama *sal.* La sal se halla comúnmente disuelta en el agua usada para diluir el ácido. El cloruro de sodio es la sal más familiar. La mayoría de las sales son solubles en el agua y sus disoluciones tienen variadas y muy distintas propiedades. En cuanto a su sabor, las sales pueden ser salobres, amargas, ásperas y astringentes. Algunas sales no actúan sobre el papel de tornasol y se dice que son NEUTRAS, o que tienen una *acción neutra;* otras cambian *el papel rojo de tornasol en azul,* y otras, en fin, actúan de un modo distinto a las anteriores. La palabra NEUTRA se aplica también a cualquier otra substancia cuya disolución no actúe sobre el papel de tornasol. Las sales contienen invariablemente un metal y un metaloide. Algunas tienen oxígeno, y otras contienen además del oxígeno, el hidrógeno y el metal y metaloide característicos.

El sabor amargo de los ácidos es una propiedad interesante pero no distintitiva. Algunas frutas deben su sabor a la presencia de los ácidos. El vinagre, es simplemente una disolución diluída de ácido acético. Los cambios de color sobre el papel de tornasol y sobre otras substancias orgánicas colorantes son un medio más conveniente para distinguir los ácidos; pero no muy efectivo en todos los casos.

Cloruros.—El ácido clorhídrico, igual que el cloro, reacciona con varios metales, formando los cloruros respectivos. Todos los cloruros comunes se disuelven en el agua, con excepción del *cloruro de plata, cloruro de mercurio y cloruro de plomo. Los metales que tienen un cloruro insoluble no reaccionan con el ácido.*

La insolubilidad del cloruro de plata se usa como un medio para distinguir los cloruros solubles. Si a una disolución de nitrato de plata se añade otra de un cloruro, se formará un precipitado blanco que se torna negro en presencia de la luz.

Ecuación general:

Cloruro de un Metal + Nitrato de Plata = Nitrato del Metal + Cloruro de Plata

La adición del nitrato de plata causa un precipitado blanco en muchos otras disoluciones, pero *el cloruro de plata es insoluble en el ácido nítrico diluído, y soluble únicamente en el amoníaco.* Y puesto que el ácido clorhídrico es un *cloruro de hidrógeno,* se emplea el mismo examen para su identificación.

Usos.—El jugo gástrico contiene una cantidad muy pequeña de ácido clorhídrico, que es indispensable para la digestión. Por lo tanto, el ácido clorhídrico se da como medicina en ciertos casos de indigestión. Grandes cantidades de ácido clorhídrico se usan en la preparación de los polvos para blanquear los tejidos de algodón. Empléase también en la preparación de los cloruros, para limpiar los metales y en la fabricación de la gelatina.

Composición por Volumen.—Cuando el cloro se coloca sobre el cloruro de hidrógeno ocurre una reacción muy violenta, durante la cual el sodio desaloja el hidrógeno. Esta reacción puede hacerse menos violenta usando en lugar del sodio una amalgama de sodio. Cloruro de sodio, mercurio e hidrógeno son los productos en tal caso. El volumen de hidrógeno que resulta después de la reacción será igual a una mitad del cloruro de hidrógeno usado.

CAPÍTULO XI

COMPOSICIÓN MOLECULAR

Relación de los Volúmenes de los Gases.—Hemos visto que 1 volumen de oxígeno y 2 de hidrógeno dan 2 de agua (vapor); y que 1 volumen de cloro, y otro de hidrógeno dan 2 de cloruro de hidrógeno.

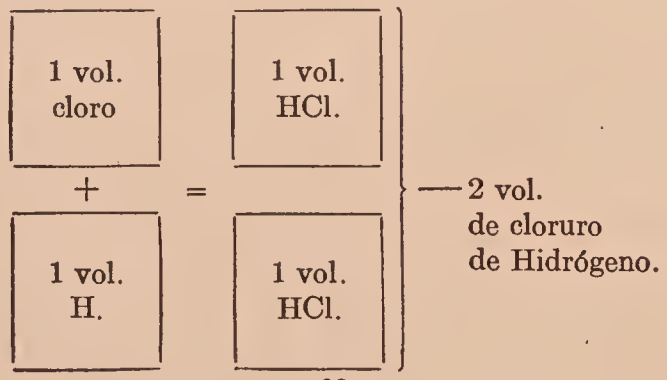
El estudio de la acción de los otros gases nos dará un resultado análogo. Así por ejemplo: 1 volumen de nitrógeno y 3 de hidrógeno dan 2 de amoníaco.

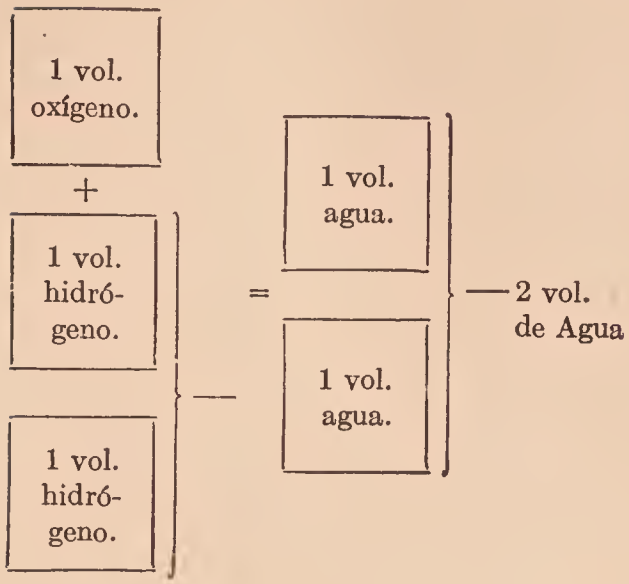
En tales casos la razón de los volúmenes de los gases se puede expresar por medio de números enteros; esto es también verdad en la razón de los volúmenes de cada uno de los gases en combinación, para con el volumen de los productos.

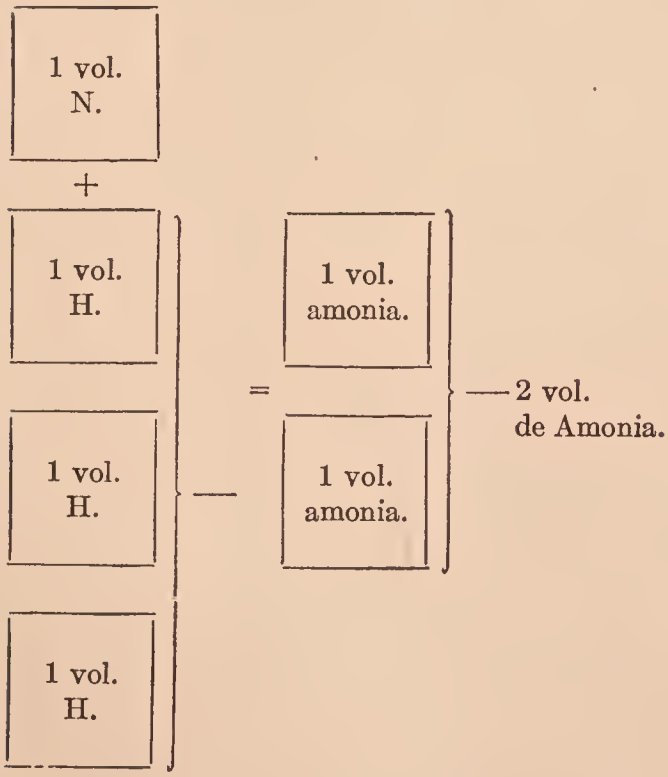
Estos mismos hechos pueden ser expresados mejor, gráficamente, en esta página y la siguiente.

Ley de Gay-Lussac.—Las relaciones anteriores fueron primeramente estudiadas por Gay-Lussac, quien formuló la lay siguiente:

Los volúmenes relativos de los gases en combinación y el volumen del producto, si es gaseoso, puede expresarse en números enteros pequeños.




1 vol. oxígeno.
+
1 vol. hidrógeno.
1 vol. hidrógeno.
=
1 vol. agua.
1 vol. agua.
2 vol. de Agua


1 vol. N.
+
1 vol. H.
1 vol. H.
1 vol. H.
=
1 vol. amonia.
1 vol. amonia.
2 vol. de Amonia.

Además, hay dos leyes más concernientes a los gases, y son las siguientes:

Ley de Boyle.—*El volumen de un gas varía inversamente con la presión;* y.

Ley de Charles.—*El volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta.*

Pesos Reaccionantes y Volúmenes de los Gases.—Sabemos que un volumen de cloro pesa 35,5 veces más que otro igual de hidrógeno, bajo condiciones análogas de temperatura y de presión. Igualmente sabemos que el oxígeno es 16 veces más pesado que el hidrógeno. Por tanto: el peso de volúmenes iguales de oxígeno y de cloro están en la proporción siguiente: 16 : 35,5. Debe advertirse, que estos números son los pesos reaccionantes de los elementos. Una semejanza parecida se encuentra al tratarse de todos los demás elementos gaseosos. Por consiguiente, decimos que, *los pesos de los volúmenes iguales de los elementos gaseosos están entre si como sus pesos reacionantes.*

Ley de Avogadro.—Este funcionamiento igual e idéntico en todas las clases de los gases implica simplemente que sus estructuras moleculares son iguales. Avogadro, (1811), Profesor de Física en Turin, propuso la hipótesis de que el número de moléculas en los volúmenes iguales de los gases es el mismo. El estandio consistente y exacto de este hecho ha confirmado la hipótesis anterior y es actualmente aceptada como una de las leyes fundamentales de la Quimica. Se expresa como sigue: *en condiciones análogas de temperatura y de presión, los volúmenes iguales de los gases tienen el mismo número de moléculas.*

Es decir: un litro de hidrógeno tiene exactamente el mismo número de moléculas que un litro de oxígeno, de cloro, de cloruro de hidrógeno, o de cualquier otro gas.

Número de Átomos en las Moléculas de los Elementos Gaseosos.—Bien se comprenderá, que no podemos contar el número de átomos que tiene una molécula, pero sin embargo, valiéndonos de la ley de Avogadro, llegamos a una conclusión encaminada en tal sentido. El experimento

nos demuestra que un volumen de cloro y otro de hidrógeno dan dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. Ahora bien, suponiendo que el volumen dado de hidrógeno contenga 1,000 moléculas, entonces, por medio de la Ley de Avogadro, sabremos que el volumen de cloro tendrá por lo menos 1,000 moléculas; y puesto que el cloruro de hidrógeno ocupa un espacio *doble, o dos veces más grande* que el del hidrógeno, por lo tanto, el volumen resultante de cloruro de hidrógeno tendrá 2,000 moléculas. O de otro modo:

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de cloro = 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno
1,000 moléculas de hidrógeno + 1,000 moléculas de cloro = 2,000 moléculas de cloruro de hidrógeno

Molécula del Hidrógeno.—En cada una de estas 2,000 moléculas de cloruro de hidrógeno habrá necesariamente algo de hidrógeno, por lo menos *un átomo;* por consiguiente, lo menos 2,000 átomos de hidrógeno han sido desarrollados de las 1,000 moléculas de hidrógeno. Consiguientemente: cada molécula de hidrógeno tiene por lo menos dos átomos.

Un razonamiento similar nos demostrará también, que la molécula de cloro tiene por *lo menos dos átomos.*

Debe advertirse, que bien puede usarse otro número cualquiera en lugar de dos, pero como no se conoce ninguna acción química en que la molécula de hidrógeno o de cloro indique dividirse en más de dos partes; es muy posible, por lo tanto, que no haya más de dos átomos en cada una de las moléculas de estos elementos.

Molécula del Oxígeno.—Consideremos ahora, por ejemplo, la composición del agua. El experimento nos demuestra que *dos* volúmenes de hidrógeno y *uno* de oxígeno dan 2 de agua. Empleando el sistema de razonamiento anterior tendremos que: *dos* moléculas de hidrógeno más *una* de oxígeno, dan *dos* de agua. Por tanto: debe haber por lo menos *un* átomo de oxígeno en cada una de las moléculas del agua, para que la molécula original del oxígeno tenga *por lo menos* dos átomos. Hemos demostrado, que la molé-

cula del hidrógeno tiene por lo menos dos átomos. La molécula de agua, entonces, tendrá por lo menos un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno.

Si bien es cierto que las moléculas de todos los elementos gaseosos comunes tienen dos átomos, esto no es verdad tratándose de todos los elementos en el estado gaseoso. Por ejemplo, el mercurio y el zinc tienen cada uno una molécula de un átomo; la del fósforo, cuatro, y la del azufre dos, seis y ocho átomos, conforme a la temperatura.

Método Gráfico para Mostrar el Número de Atomos en la Molécula.—El siguiente es un método *alternativo* para arribar a una conclusión acerca de la composición de las moléculas de los elementos gaseosos comunes.

Como todas nuestras expresiones y calculaciones químicas están basadas en la hipótesis de Avogadro, su aplicación merece por lo tanto un estudio más detenido. El número de átomos en las moléculas de los gases puede demostrarse gráficamente.

Consideremos el espacio ocupado por cuatro partículas de hidrógeno, representando para el caso las partículas por medio de cuatro esferas. Un espacio análogo contendrá, conforme a la hipótesis de Avogadro, cuatro partículas de cloro. Cuando decimos que las moléculas ocupan un espacio dado, no queremos dar a entender que ellas lo llenan completamente sino de igual manera que una persona ocupa un cuarto o una habitación.

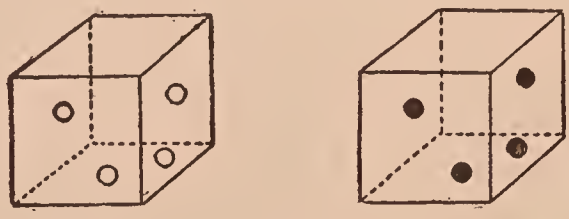


Fig. VI.

Y supongamos que el volumen del hidrógeno se une con el del cloro; ahora bien, si *una* partícula de hidrógeno se combina con *otra* de cloro, es evidente, que tendremos *cuatro* pares; es decir, *cuatro partículas* de cloruro de hidró-

geno. Estas mismas cuatro particulas de cloruro de hidrógeno ocuparán el mismo volumen que las cuatro partículas de hidrógeno, o de cloro, porque igual número de partículas de los gases ocupan el mismo espacio. Y por lo tanto debemos *esperar* que un volumen de cloruro de hidrógeno haya sido formado.

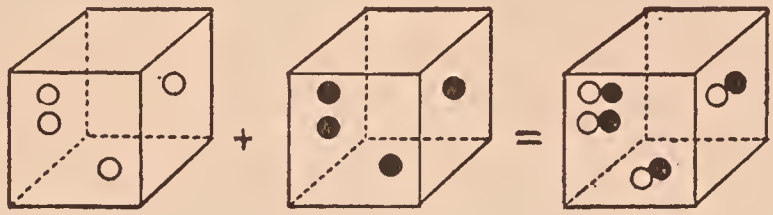


Fig. VII.

Cuando un volumen de hidrógeno se une actualmente con otro de cloro, se forman *dos* volúmenes de cloruro de hidrógeno, y no uno. Por lo tanto, el volumen del ácido es dos veces el volumen del hidrógeno. Cada uno de estos dos volúmenes debe tener, conforme a la hipótesis anterior, cuatro partículas del ácido, u ocho por todas; y por lo tanto, en las *ocho* partículas del ácido habran *ocho* de hidrógeno, y *ocho* de cloro.

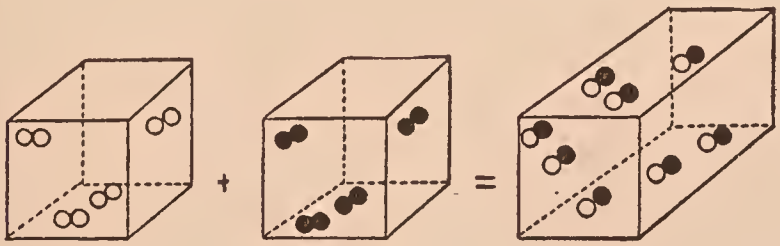


Fig. VIII.

Cada una de las cuatro partículas originales debe haber sido compuesta de *dos* más pequeñas. Las partículas más grandes se demoniman *moléculas* y las más pequeñas *átomos*. Por consiguiente, las moléculas del hidrógeno y las del cloro tienen cada una dos átomos.

CAPÍTULO XII

PESO ATÓMICO Y MOLECULAR

Peso Atómico.—Puesto que ya hemos demostrado que la molécula del agua tiene dos veces más átomos de hidrógeno que oxígeno, el peso del átomo de oxígeno, relativo al peso del átomo de hidrógeno puede ser fácilmente determinado ahora. El oxígeno del agua pesa ocho veces más que el hidrógeno. El peso del *átomo de hidrógeno* se toma como unidad para la comparación de los pesos de los átomos de los diferentes elementos; por consiguiente: los *dos* átomos de hidrógeno que tiene cada molécula de agua tendrán un peso de 2. Un átomo de oxígeno en combinación con los dos del hidrógeno pesará $8 \times 2 = 16$. El peso atómico del hidrógeno es 1; el peso atómico del oxígeno es 16. *El peso atómico de un elemento, es el número que indica cuantas veces su átomo es más pesado que un átomo de hidrógeno.*

Densidad y Gravedad Específica.—Se entiende por densidad de una substancia, el número de unidades en masa que ocupa una unidad de volumen. Científicamente se toma el gramo como unidad de masa, y el centímetro cúbico como unidad de volumen. La densidad de una substancia es, por consiguiente, el número de gramos de la misma que ocupan un centímetro cúbico. Un gramo de agua a los 4° C., ocupa un centímetro cúbico.

La *gravedad específica* de una substancia, es el peso de la misma, dividido por el peso de un volumen igual de otra substancia, tomada como unidad. Tómase el agua como la unidad de gravedad específica para los sólidos y los líquidos.

Gravedad Específica de los Gases.—Tómanse dos unidades para la gravedad específica de los gases: el aire y

el hidrógeno. En los trabajos puramente experimentales se toma el aire como unidad, y para los calculaciones, el hidrógeno, por ser más conveniente. La gravedad específica de un gas con respecto al hidrógeno, se encuentra determinando el peso de un litro del gas y comparando este peso con el de un litro de hidrógeno en condiciones análogas de temperatura y presión. Las comparaciones de los pesos de los volúmenes iguales de los gases se pueden hacer a cualquier temperatura y presión convenientes. Sin embargo, estas comparaciones se hacen comúnmente en las condiciones normales; es decir: a 0° C. y a 760, mm. En las determinaciones de la gravedad específica, debe tenerse buen cuidado de que los gases estén perfectamente secos y puros. Densidad de vapor es otro nombre usado también por el de gravedad específica de los gases con respecto al hidrógeno. El término *densidad* se usa generalmente por el de gravedad específica.

Determinación de los Pesos Moleculares.—De la hipótesis de Avogadro se deduce que los pesos de los volúmenes iguales de dos gases, tendrán la misma proporción que los pesos de sus moléculas. Esto puede demostrarse por medio del razonamiento siguiente: un litro de hidrógeno, por ejemplo, medido en las condiciones normales, pesa 9 cg.; un litro de oxígeno medido en iguales condiciones, pesa, 1,43 gramos. El litro de oxígeno es $\frac{1,43}{0,09}$ 0 16 veces más pesado que el litro de hidrógeno. Ahora bien, si un litro de oxígeno tiene n número de moléculas, conforme a la hipótesis anterior, un litro de hidrógeno tendrá también n numero de moléculas. Y, puesto que n moléculas de oxígeno pesan 16 veces más que n moléculas de hidrógeno, una molécula de oxígeno pesará 16 veces más que otra de hidrógeno.

Peso Molecular.—Este método nos suministra el medio para obtener los pesos relativos de las moléculas, o lo que es igual, *los pesos moleculares. El peso molecular de una*

substancia es el número que indica cuantas veces su molécula es más pesada que el átomo de hidrógeno.

Hemos demostrado que la molécula de hidrógeno contiene dos átomos; por consiguiente, su peso molecular es 2. Puesto que un litro de oxígeno contiene el mismo número de moléculas que otro de hidrógeno, la molécula de oxígeno pesará 16 veces más que la molécula de hidrógeno o sea 32. Por consiguiente: *el peso molecular de un gas será dos veces su gravedad específica con respecto al hidrógeno, como unidad.* Como el cloro es 35,5 veces más denso que el hidrógeno, su molécula pesará 71 veces más que el átomo de hidrógeno. Ya hemos domostrado que la molécula de cloro tiene dos átomos; por tanto: el átomo de cloro pesa 35,5 veces más que el átomo de hidrógeno.

Método Alternativo para Determinar los Pesos Moleculares.[1]—Puesto que un litro de hidrógeno pesa, en las condiciones normales, 9 cg., dos gramos de hidrógeno ocuparán $2 \div 0{,}99$ o sean 22,22 *litros.* Hemos demostrado también, que la molécula de hidrógeno tiene dos átomos; por consiguiente, su peso molécular es 2. Sábese que 22,22 litros de cualquier gas tienen el mismo número de moléculas (Hipótesis de Avogadro), y puesto que el peso de este volumen de hidrógeno se indica por un número que es el peso molecular del mismo, se deduce que *el número que expresa el peso en gramos de 22,22 litros de cualquier gas, será el peso molecular del mismo.*

22,22 litros de hidrógeno pesan 2 gramos.
22,22 litros de oxígeno pesan 32 gramos.
22,22 litros de cloro pesan 71 gramos.
22,22 litros de cloruro de hidrógeno pesan 36,5 gramos.

Por consiguiente: 32, 71 y 36.5 son respectivamente los pesos moleculares del oxígeno, del cloro y del cloruro de hidrógeno.

Si sabemos, por ejemplo, que 82 c.c. de dióxido de

[1] El profesor debe usar sólo uno de estos métodos, para evitar a los alumnos eualquier confusión consiguiente

carbono pesan 0,1623 de gramo, encontraremos el peso de 22,22 litros por medio de la proporción siguente:

$$0{,}082 : 22{,}22 :: 0{,}1623 : x$$

$$x = 44 \text{ gramos}$$

Por consiguiente: el peso de la molécula del dióxido de carbono es 44. Y es 44 veces más pesada que el átomo de hidrógeno.

Determinación del Número de Atomos en la Molécula del Compuesto.—Hemos demostrado ya cómo se encuentra el número de átomos en la molécula de los elementos gaseosos, en los casos del hidrógeno, del oxígeno y del cloro.

Ahora bien, cuando el gas es un compuesto, encontraremos cuántas clases de átomos contiene, si tenemos presente los hechos siguientes:

(a) la composición en peso; y
(b) el peso molecular.

En el caso del dióxido de carbono, por ejemplo:

(a) su composición en peso es 27,3% de carbono y 72,7% de oxígeno;
(b) su peso molecular es 44.

El peso del oxígeno en la molécula es el 72,7% de 44, o sea 32.

Hemos demostrado que el *peso atómico* del oxígeno es 16; por tanto: cada molécula de dióxido de carbono contiene dos átomos de oxígeno.

El peso del carbono por cada molécula será 27,3% de 44, o sea 12. Como el carbono no puede ser evaporado, no podremos determinar su peso atómico por el mismo método usado para con el oxígeno. Sin embargo, muchos de los compuestos del carbono están en la forma gaseosa, y *en ninguno* de ellos, el carbono suministra menos de

doce partes de peso molecular. Es decir, que la porción más pequeña de carbono, el átomo, empleada en las combinaciones químicas, pesa doce veces más que el de hidrógeno.

Por consiguiente: la molécula de dióxido de carbono, como su nombre lo indica, consta de *un* átomo de carbono (que pesa 12) y *dos* de oxígeno.

CAPÍTULO XIII

SÍMBOLOS Y FÓRMULAS

El Lenguaje de la Química.—"Por muy ciertos que sean los hechos de la Ciencia, y por muy justas las ideas que de ellos deduzcamos, comunicaremos únicamente impresiones falsas e imperfectas toda vez que nos falten palabras adecuadas para expresar estos mismos hechos e ideas."—A. L. Lavoisier.

La Nomenclatura de la Química o sea el grupo de términos técnicos particulares de esta Ciencia, es de gran importancia. Y nos sería virtualmente imposible separarla de la Química. Lavoisier acentuó la importancia de la nomenclatura Química en su obra clásica "Traité Elementaire de Chimie" (1789). Cada Ciencia consta de tres partes fundamentales: 1.° los hechos que constituyen el asunto de que se trata; 2.° las ideas representadas por estos hechos, y 3.° las palabres con que se expresan estos mismos hechos. "Igual que las tres impresiones de un mismo sello: la palabra debe producir la idea, y la idea debe ser la representacion del hecho."

Designación de los elementos.—Un gran número de los elementos han sido llamados con los nombres derivados de las raices griegas, por ejemplo: Iodo—de sus vapores violeta; cloro—de sus vapores verde; cromo—del color de sus compuestos y helio—por su origen en el sol, etc. Otros elementos han sido llamados más o menos caprichosamente, por ejemplo, algunos han sido llamados según el lugar donde tuvieron su origen, estroncio—de Strontion (Escocia); urano—en honor de su descubrimiento en el planeta Urano; platino—de las palabra española "plata"; torio—de "Thor," el hijo de Odino, dios de la mitología

escandinava y tántalo—de Tántalo en la mitología griega., etc.

Símbolos Químicos.—Los antiguos alquimistas usaron símbolos muy raros; y algunas veces fantásticos. El oro era designado por ⊙ o ☼, un sol o bien por un rey en su trono, etc. La plata por ☾, una media luna, y también por un cisne. Lavoisier usó el símbolo ▽ para el agua y ⊕ para el oxígeno. Dalton hizo un ligero progreso representando los átomos de los elementos por medio de símbolos propios y combinando estos últimos de cierto modo para mostrar los elementos que tenía cada compuesto. Así él empleo ⊙ para el hidrógeno; ○ para el oxígeno, y ○⊙ para el agua. El carbono lo designó por ● ; el monóxido de carbono por ○● , y finalmente, ○●○ para el dióxido de carbono. Actualmente estos símbolos han sido abandonados, por ser demasiado embrollados. Hoy usamos el sistema inventado por Berselius, en 1811; y empleamos una o dos letras del nombre del elemento para designar cualquier elemento particular. Si ne necesitan dos letras, la primera es mayúzcula y la segunda minúzcula. Así O, representa oxígeno; H, hidrógeno; C, carbono; N, nitrogeno; Cl, cloro, etc. Y como el nombre de diez elementos principia con C, para evitar alguna confusión se usa una segunda letra principal tomada del mismo nombre del elemento o bien del nombre alternativo latino; por ejemplo: C. (carbono); Cb. (columbium), colombio; Ca. (calcium); Cd. (cadmium); Cs. (caesium); Ce. (cerium); Cl. (chlorum); Co. (cobaltum); Cr. (chromium) y Cu (cuprum). Los elementos con nombres alternativos latinos se simbolizan: Sb. antimonio (Stibium); Cu. cobre (cuprum); Au. oro (aurum); Fe.

hierro (ferrum;) Pb. plomo (plumbum); Hg. mercurio (hydrargyrum; Ag. plata (argentum); K. potasio (kalium); Na. sodio (natrium) y Sn. estaño (stannum).

Designación de los Compuestos.—Cada elemento forma con los demás un grupo de compuestos; y se dice que éstos *contienen* los elementos respectivos, porque los últimos pueden ser obtenidos inalterados de los primeros. Por consiguiente: *cada compuesto tiene una composición elemental.* Los compuestos se designan o simbolizan juntando las letras correspondientes de los diferentes elementos. Por ejemplo: HgO, representa el óxido de mercurio—un compuesto de mercurio y oxígeno.

El símbolo del elemento representa también uno de sus átomos. Si un compuesto tiene más de un átomo, se coloca un número pequeño al pie y hacia la derecha del símblo de cada elemento para indicar el número de átomos que se desea. Así H_2O, repreesnta una molécula de agua—un compuesto que tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. CO, representa una molécula de monóxido de carbono—un compuesto que tiene un átomo de carbono y otro de oxígeno. Na_2CO_3, representa una molécula de carbonato de sodio—un compuesto que tiene dos átomos de sodio, uno de carbono y tres de oxígeno. Un número afíjo a un grupo de símbolos representa el número de veces que el compuesto contiene dicho grupo; por ejemplo: el carbonato de sodio cristalizado, $Na_2CO_3 10H_2O$. Esto quiere decir, que el compuesto tiene un equivalente de Na_2CO_3, y 10 equivalentes del grupo H_2O.

Los compuestos de un elemento con el oxígeno se denominan ÓXIDOS. Cuando un elemento forma más de un óxido, se añade un número afíjo griego, que se coloca generalmente antes de la palabra óxido. Por ejemplo: SO_2, es dióxido de azufre; SO_3, trióxido de azufre; CO, monóxido de carbono, CO_2 dióxido de carbono, etc.

Algunos de los prefijos más comunes se verán en la tabla siguiente:

Latín.	1 Uni-	2 Bi-	3 Terci-	4 Cuadri-	5 Quinta-	6 Sexa-
Griego.	Mono-	Di-	Tric-	Tetra-	Penta-	Hexa-
	7	8		9	10	11
Latín.	Septa-	Octa-		Nove-	Deci-	Undeci-
Griego.	Hexa-	Octa-		Ennea-	Deka-	Endeka-
	12	Mitad		Todo	Igual	Muchos
Latín.	Duodeci-	Semi-		Omni-	Equi-	Multi-
Griego.	Dodeka-	Hemi-		Holo-	Homo-	Poli-

Se considera como mal estilo el mezclar las raíces y sufijos griegos y latinos; por tanto, debemos usar los términos griegos o bien los latinos. Y no debe decirse: "biatómico" sino "diatómico"; "dimolecular" sino "bimolecular"; "divalente" sino "bivalente," porque "atómico" se deriva del griego y "molecular" del Latín. Sin embargo, existen muchos términos híbridos aceptados universalmente. Por ejemplo: "milímetro," "centímetro," etc., "monovalente," "divalente," etc., son generalmente usados apesar de su carácter puramente híbrido. Por tanto, no podremos ser "puristas" jamás sin desafiar el uso común, que como dice Horacio, "es el que decide y regula nuestro idioma."

Determinación del Tanto por Ciento de Composición por Medio de la Fórmula.—Si la fórmula y los pesos atómicos de un compuesto son conocidos, el tanto por ciento de composición puede calcularse fácilmente. Por ejemplo, la fórmula del óxido de hierro es Fe_2O_3; el peso atómico del hierro 56, el peso atómico del oxígeno 16.

La fórmula representa:

2 x 56, o sean 112 partes por peso de hierro, y
3 x 16, o sean 48 partes por peso de oxígeno; igual a 160 partes por peso de óxido de hierro.

$$\frac{112}{160} = 70\% \text{ por peso de hierro; y}$$

$$\frac{48}{160} = 30\% \text{ por peso de oxigeno.}$$

Determinación de la Fórmula por Medio del Tanto por Ciento.—Si el tanto por ciento y los pesos atómicos son conocidos, la fórmula puede determinarse fácilmente. Por ejemplo, el alcohol se compone de los elementos siguientes: carbono, 52,17%; hidrógeno, 13,04%; oxígeno, 34,78%. Ahora bien, dividiéndo este tanto por ciento por el peso atómico de cada uno de los elementos, tendremos que:

$$\text{Carbono } \frac{52{,}17}{12} = 4{,}34;$$

$$\text{Hidrógeno } \frac{13{,}04}{1} = 13{,}04;$$

$$\text{Oxígeno } \frac{34{,}78}{16} = 2{,}17.$$

Los números 4,34, 13,04 y 2,17 tienen la misma relación entre sí que los números respectivos de los átomos del carbono, hidrógeno y oxígeno en una molécula del compuesto. Sin embargo, puesto que sabemos que los átomos son indivisibles, el número que los expresa debe ser número entero. Para reducir estos números, en el caso presente, a números enteros divídase cada uno de ellos por el número nemor o sea, 2,17. Y tendremos que:

$$\text{Carbono } \frac{4{,}34}{2{,}17} = 2;$$

$$\text{Hidrógeno } \frac{13{,}04}{2{,}17} = 6;$$

$$\text{Oxígeno } \frac{2{,}17}{2{,}17} = 1$$

La fórmula más simple, basada en estos números relativos, es C_2H_6O. Y requiere un peso molecular de

$$(2 \times 12) + (6 \times 1) + (1 \times 16) = 46$$

La gravedad específica de los vapores del alcohol, con referencia al hidrógeno, es 23 y *requiere* un peso molecular de 46; y el peso molecular calculado por medio de la fórmula más simple estará de acuerdo con lo anterior. Por consiguiente: C_2H_6O es no sólo la fórmula más simple sino que la más *correcta,* tratandose de una molécula de alcohol.

Para el acetileno, tendremos que:

	Tanto por Ciento.		Peso Atómico.		Proporción Atómica.	Porporción atómica más simple.
Carbono	92,30	÷	12	=	7,69	1
Hidrógeno	7,69	÷	1	=	7,69	1

Conforme a este análisis la fórmula más simple sería CH; que requiere un peso molecular de $(12 + 1) = 13$. La gravedad específica se sabe que es 13; por consiguiente: el peso molecular es 26 (véase Determinación de los Pesos Moleculares), y la fórmula de la molécula será C_2H_2.

Para el Ácido Sulfúrico, Tendremos:

	Tanto por Ciento.	Peso Atómico.	Proporción Atómica.	Proporción atómica más simple.
Hidrógeno	2,041	1	2,04	2
Azufre	32,653	32	1,02	1
Oxígeno	65,306	16	4,08	4

La fórmula más simple de acuerdo con esta composición es H_2SO_4.

CAPÍTULO XIV

ECUACIONES QUÍMICAS

Reacciones Químicas Representadas por Medio de las Ecuaciones.—Puesto que el símbolo de un elemento y la fórmula de un compuesto no sólo representan un nombre síno que algo más, bien podremos usar ambos en lugar de los nombres en las ecuaciones anteriores; y entonces la ecuación representará los números y las masas definitivas que toman parte en la reacción. Las substancias reaccionantes se escriben primero, generalmente hacia la izquierda; los productos hacia la derecha; la flecha o bien el signo de igualdad entre ambos, y el signo más, inmediatamente después de cada uno de los elementos o de los compuestos, tanto de las substancias reaccionantes como de los productos. Como el cambio químico puede ocurrir bajo distintas condiciones, no intentaremos representar *cómo* dicho cambio tuvo lugar. Estas ecuaciones, debe advertirse, no son iguales a las ecuaciones algebráicas porque no podremos calcular o prefijarlas con entera exactitud y certeza. Simplemente representan los cambios que actualmente hayan tenido lugar. Cuando sabemos por medio del experimento:

1° cuales substancias reaccionaron;
2° la composición de cada substancia;
3° cuales fueron los productos formados, y
4° la composición de cada producto;

entonces bien podremos representar la reacción por medio de una ecuación, y calcular las cantidades relativas usadas.

El pricipio fundamental sobre el cual las ecuaciones químicas dependen, es el de la indestructibilidad de la

materia; por tanto, la ecuación debe necesariamente representar la misma cantidad de cada elemento, antes y después de la reacción. Debe haber además, el mismo número de átomos en ambos lados de la ecuación.

Calentado, por ejemplo, el clorato de potasio resultan únicamente los dos productos siguientes; cloruro de potasio y oxígeno. La composición del clorato de potasio se representa por medio de la fórmula, $KClO_3$; la del cloruro de potasio, KCl; y anteriormente hemos demostrado que la molécula de oxígeno tiene dos átomos, O_2. Usando estas fórmulas tendremos que: $KClO_3 = KCl + O_2$; pero se notará que hay tres átomos de oxígeno a la izquierda, y únicamente dos a la derecha de la ecuación; por consiguiente, a fín de que las cantidades y la composición estén correctamente representadas, la ecuación deberá escribirse del modo siguiente:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

En la ecuación anterior el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la ecuación. De igual manera tendremos que:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Algunos materiales que no experimentan ningún cambio, como el agua que disuelve las substancias, y los agentes catalíticos, etc., no se representan en la ecuación.

Ecuaciones de Algunas Reacciones Estudiadas Anteriormente.—La calcinación del cobre, magnesio y del zinc da por resultado la formación del óxido del metal respectivo:

$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

$$2Zn + O_2 = 2ZnO$$

La oxidación lenta del fósforo, usada en el análisis del

aire, y la calcinación del fósforo en el oxígeno, ambos se representan por medio de la ecuación siguiente:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

Este producto, denominado pentóxido de fósforo, es el mismo en ambos casos; tanto en la oxidación lenta como en la calcinación rápida del fósforo en el oxígeno. Todas las ecuaciones anteriores ilustran el proceso de combinación directa o *síntasis.*

La producción de oxígeno del óxido de mercurio y del clorato de potasio ilustran el proceso contrario, de descomposición o *análisis.* Las ecuaciones son las siguientes:

$$2HgO = 2Hg + O_2$$

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

La ecuación para la *preparación del hidrógeno* con la electrolisis del agua es como sigue:

$$2H_2O = 2H + O_2$$

Cuando el sodio reacciona con el agua, tendremos que:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

Para la formación del hidrógeno con la reacción entre los metales y los ácidos, tendremos las ecuaciones siguientes:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

$$Mg + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

Las fórmulas del ácido sulfúrico y del sulfato de zinc demuestran claramente que el hidrógeno ha sido desalojado del ácido por el zinc. La formación del hidrato de sodio y del cloruro de magnesio, en las ecuaciones anteriores, presenta otros ejemplos de *substitución.*

La formación del agua con la calcinación del hidrógeno en el oxígeno y en el aire, se representa por las ecuaciones siguientes:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Debe advertirse, que esta ecuación es exactamente lo contrario de la dada anteriomente para la descomposición del agua. La mayoría de las ecuaciones son *reversibles* y la dirección hacia la cual procede la acción depende de las condiciones de experimentación. Esto puede mostrarse usando dos flechas en la manera siguiente:

$$2H + O_2 \rightleftarrows 2H_2O$$

La reducción del óxido de cobre por el hidrógeno se expresa por medio de la ecuación siguiente:

$$CuO + H_2 \rightleftarrows Cu + H_2O$$

Esta ecuación se invierte con el desprendimiento del hidrógeno, cuando se pasa vapor (agua) sobre el cobre caliente.

La ecuación en la *preparación del cloro* con la electrolisis de la salmuera se expresa como sigue:

$$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2 + Cl_2$$

Esta ecuación representa el resultado final y no los grados intermediarios; o sean: la separación del cloro y del sodio, y la reacción del sodio con el agua. El desprendimiento del cloro con la oxidación del ácido clorhídrico en presencia de un agente catalítico, se representa por la ecuación siguiente:

$$4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$$

Cuando se usa el dióxido de maganeso como agente catalítico, las ecuaciones son como sigue:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl + 2H_2O + Cl_2$$

$$MnO_2 + 2NaCl + 2H_2SO_4 = MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O + Cl_2$$

La comparación de estas ecuaciones muestra la formación del agua y del cloro, en cada uno de los casos. Veremos en las ecuaciones siguientes para la formación del ácido clorhídrico, que en los tres métodos puede considerarse la formación del cloro como el resultado de la oxidación del hidrógeno del ácido clorhídrico.

Las ecuaciones siguientes representan la reacción del cloro con varias otras substancias, y la *formación de los cloruros* respectivos:

$$H_2 + Cl_2 \rightleftarrows 2HCl$$

$$2Sb + 3Cl_2 = 2SbCl_3$$

$$Zn + Cl_2 = ZnCl_2$$

$$HO + Cl_2 = 2HCl + O$$

La ecuación última representa el desprendimiento del oxígeno en el estado nascente, en el blanqueamiento por medio del cloro; por consiguiente, se escribe el símbolo O que indica un átomo de oxígeno, y no O_2 que representa una molécula. Se verá que esta ecuación es lo contrario de la dada arriba para la preparación del cloro.

En las ecuaciones anteriores se dan dos métodos para la preparación del *ácido clorhídrico.* La formación del ácido clorhídrico con la reacción de la sal de cocina y el ácido sulfúrico se representa como sigue:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl$$

Esta ecuación servirá para ilustrar un caso de *doble substitución* o generalmente denominada doble descomposición;

cada uno de los compuestos se divide aparentemente en dos partes, y cada una se une con otra parte diferente del otro compuesto. En tales casos o reacciones se evitará la reversibilidad separando uno de los productos del campo de acción; en el presente caso, el ácido clorhídrico se desprende en la forma de gas. Los casos de doble substitución son muy comunes en las disoluciones.

Calculación de los Pesos Relativos por Medio de la Ecuación.—

En la ecuación siguiente,

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2;$$

La molécula de clorato de potasio pesa

$$39 + 35{,}5 + 3 \times 16 = 122{,}5;$$

La molécula de cloruro de potasio pesa

$$39 + 35{,}5 = 74{,}5;$$

La molécula de oxígeno pesa

$$2 \times 16 = 32.$$

Es decir: 2 x 122,5, o sean 245 partes por peso de clorato de potasio, al ser descompuestas dan $2 \times 74{,}5 = 149$ de cloruro de potasio; y $3 \times 32 = 96$ partes de oxígeno.

$$\begin{array}{ccc} 2KClO_3 & = 2KCl & + 3O_2 \\ 2 \times 122{,}5 & 2 \times 74{,}5 & 3 \times 32 \\ 245. & 149. & 96. \end{array}$$

Suponiendo que deseamos preparar 20 gramos de oxígeno; ¿qué cantidad de clorato de potasio debe usarse? De los números anteriores se deduce que por cada 96 partes de oxígeno formado se emplearon 245 de clorato

de potasio; por consiguiente, el número deseado se encontrará por medio de la proporción siguiente:

$$96 : 245 :: 20 \text{ gramos} : x$$

$$96x = 4900$$

$$x = 51{,}0 \text{ gramos de clorato de potasio}$$

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se necesita para descomponer exactamente 100 gramos de cloruro de sodio, al formarse el sulfato de sodio y el ácido clorhídrico?

$$\begin{array}{ccccccc} 2NaCl & + & H_2SO_4 & = & Na_2SO_4 & + & 2HCl \\ 2(23+35{,}5) & & (2+32+4\times16) & & (2\times23-32-4\times16) & & 2(1+35{,}5) \\ 117 & & 98 & & 142 & & 73 \end{array}$$

Los pesos del cloruro de sodio y del ácido sulfúrico necesario estarán en la proporción de 117:98.

tendremos la proporción siguiente:

$$117 : 98 :: 100 \text{ gramos} : x$$

$$x = 83{,}7 \text{ gramos de ácido sulfúrico se necesitan.}$$

De igual manera se pueden encontrar los pesos del sulfato de sodio y del ácido clorhídrico:

Para el sulfato de sodio:

$$117 : 142 :: 100 \text{ gramos} : x$$

Para el ácido clorhídrico:

$$117 : 73 :: 100 \text{ gramos} : x$$

En toda reacción los pesos de las moléculas empleadas tienen la misma razón que los de las substancias reaccionantes. Hemos usado esta relación en las calculaciones anteriores.

Calculación de las Relacciones del Volumen y de los Volúmenes por Medio de la Fórmula.—Lo dicho anteriormente se aplica a todas las substancias sólidos, líquidos y gaseosas. Pero al tratarse de los gases hemos visto que la fórmula tiene un cierto significado que justamente no se puede aplicar a los sólidos ni a los líquidos (véase Significación de la Fórmula).

En la ecuación siguiente; por ejemplo:

$$2H + O_2 = 2H_2O$$

aparece que dos moléculas de hidrógeno reaccionaron con una de oxígeno y formaron dos moléculas de agua (vapor). Ahora bien, puesto que igual número de moléculas ocupan volúmenes iguales, el volumen del hidrógeno será el doble que el del oxígeno e igual que el volumen del vapor.

En la ecuación siguiente; por ejemplo:

$$2H_2O + 2Cl = 4HCl + O_2$$

vemos que *dos moléculas* de cloro se usaron para desprender una de oxígeno; por lo tanto, dos volúmenes de cloro desprenderan uno de oxígeno. Por consiguiente: *al tratarse de los gases* el coeficiente representa *los volúmenes relativos de las substancias.*

La ecuación siguiente:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

puede leerse asi: una parte por volumen de hidrógeno con otra de cloro dan dos partes por volumen de ácido clorhídrico o dos partes por peso de hidrógeno y setenta y una de cloro dan setenta y tres partes por peso de ácido clorhídrico.

Sin embargo, puesto que el peso molecular en gramos (gran peso molecular) de un gas tiene un volumen de 22,22 litros, en las condiciones normales, los volúmenes de

los gases reaccionantes pueden ser directamente calculados por medio de la ecuación.

En la descomposición del clorato de potasio:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$

Sólo uno de las substancias es gaseosa; 245 gramos de clorato de potasio dan 3 grandes moléculas de oxígeno ($3O_2$), que ocupan $3 \times 22{,}22$ litros.

Si deseamos formar 100 gramos de oxígeno, podemos encontrar el peso del clorato de potasio necesario, por medio de la proporción siguiente:

66,66 litros : 100 litros :: 245 gramos : x

x = 367,5 gramos de clorato de potasio

I si deseamos formar 50 litros de hidrógeno, por medio de la reacción,

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

65 gramos del zinc dan una gran molécula de hidrógeno (22,22 litros); y por consiguiente:

22,22 : 50 :: 65 gramos : x

x = 146,2 gramos de zinc son necesarios

CAPÍTULO XV

SODIO, POTASIO, ETC.

(*Netales alcalinos*)

El sodio, potasio y los elementos raros como litio, rubidio y cesio forman un grupo natural denominado, *netales alcalinos.* Estos elementos y sus compuestos respectivos se asemejan mucho entre sí.

Historia.—Sir Humphry Davy, en 1807, descubrió por medio de la electrolisis de los hidratos respectivos los dos primeros elementos. Bunsen, por medio del espectroscopio descubrió el litio en 1855; cesio en 1860 y rubidio en 1861.

Orígen del Sodio.—El sodio no se encuentra en el estado libre en la Naturaleza. Sin embargo, sus compuestos son muy abundantes. Infinidad de rocas, plantas y aguas minerales contienen sodio en combinación. La corteza terrestre tiene cerca de un 2,5% de sodio.

Preparación.—Debido a la gran actividad del sodio y a la estabilidad de sus compuestos, su preparación ha sido un verdadero problema químico; pero igual que otros muchos, éste fué resuelto por medio de la electricidad. Hemos dicho ya que el sodio fué preparado por Davy por medio de la electrolisis del hidrato de sodio; y el sodio del comercio se prepara con el mismo sistema ligeramente modificado por Castner. El hidrato de sodio se funde sobre un recipiente de hierro, y luego se electroliza entre los dos polos de hierro o de níquel de una bateria o pila. El sodio y el hidrógeno se desprenden alrededor del cátodo, y el oxígeno alrededor del ánodo. El sodio metálico se levanta sobre la superficie del recipiente y se colecta en una campana de hierro, que puede ser removida tan

luego como sea deseado. El hidrato de sodio se repone constantemente para que el proceso de desprendimiento sea continuo. El hidrógeno desprendido al mismo tiempo que el sodio, sirve para evitar la oxidación del último. El hidrógeno algunas veces explota al escaparse y por tal razón la preparación del sodio es algo peligrosa.

Antiguamente se preparaba el sodio calentando una mezcla de carbonato de sodio y carbón, a una temperatura muy elevada. Este cambio se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$Na_2CO_3 + 2C = 2Na + 3CO$$

Esta mezcla se calentaba en retortas de hierro, y los vapores de sodio se licuaban al pasar por otro recipiente de hierro, y se colectaban con parafina o aceite mineral.

Propiedades Físicas.—El sodio es un metal blanco plateado. A la temperatura ordinaria es blando y puede cortarse fácilmente con un cuchillo, y es capaz de ser amoldado con los dedos. Es un buen conductor de la electricidad y del calor; el cobre, la plata y el oro son los únicos metales que le superan en estas propiedades. La conductibilidad y el brillo metálico constituyen las características fisícas de todos los metales. El sodio es un metal muy liviano, y ligeramente menos denso que el agua.

Propiedades Químicas.—El sodio es en general un elemento muy activo. Arde fácilmente en el oxígeno y en el cloro, y es un agente de reducción muy enérgico. El color de la llama del sodio es amarilla brillante, forma el peróxido de sodio (Na_2O_2). Esta color intrenso de la llama del sodio sirve para el examen del mismo o de sus compuestos.

Acción con el Agua.—La propiedad más característica del sodio es su acción con el agua. Cuando se expone a la acción de la humedad pierde su brillo metálico, debido a la formación del hidrato de sodio. Conserva su brillo metálico indefinidamente en el aire seco y a la temperatura ordinaria. Cuando se pone el sodio en contacto con el

agua se desliza rápidamente sobre la superficie con un siseo muy característico. El agua se descompone rápidamente y una mitad de su hidrógeno se desprende en la forma pura, y la otra y el oxígeno se combinan con el sodio,formando el hidrato de sodio:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

El hidrato de sodio se disuelve en el agua y puede ser obtenido por la evaporación de la misma. Durante la descomposición del agua se desarrolla una cantidad considerable de energía, que puede verse fácilmente dejando caer un pedazo de sodio sobre una hoja húmeda de papel de filtrar. De este modo se logra la acumulación del calor desarrollado, en un mismo lugar y da por resultado la explosión del hidrógeno. Debido a esta propiedad el sodio se mantiene en petróleo u otro aceite que no tenga oxígeno.

El Hidrato de Sodio—Como una Base Tipica.—La disolución del hidrato de sodio cambia el papel rojo de tornasol en azul, esta acción es completamente lo contrario de la acción manifestada por los ácidos.

Neutralización.—Cuando se mezelan dos disoluciones que tienen pesos de ácido clorhídrico y de hidrato de sodio proporcionales a los pesos moleculares de estas mismas substancias, hay un levantamiento en la temperatura, y la disolución resultante no tiene ningún efecto sobre los papeles de tornasol. Y puesto que tanto el ácido como el hidrato han perdido sus propiedades características, se dice que la disolución que resulta es *neutra,* y el proceso se denomina NEUTRALIZACIÓN. El cambio operado se puede representar por medio de la ecuación siguiente:

$$HCl + NaOH = HOH + NaCl$$

Un compuesto cuya disolución cambia el papel rojo de tornasol en azul y se neutraliza con los ácidos, se denomina BASE. El hidrato de sodio es una base típica.

Análisis Espectral.—Los colores comunicados por los diferentes elementos a una llama, sirven como método simple y sencillo para el análisis de los mismos. Sabemos; por ejemplo: que cada cuerpo está perfectamente caracterizado por la posición invariable de ciertos colores o rayas brillantes, dadas por el espectro de sus vapores incandescentes. Para lograr el espectro se usa un aparato llamado *espectroscopio.* Una luz blanca producida por un sólido incandescente, da un espectro que tiene una banda continua de colores, cuyos matices son amarillo, anaranjado, verde, azul, indigo y violeta. Cuando la luz es debida a los vapores incandescentes, el espectro tiene una serie de rayas brillantes, cuyos colores y posición difieren esencialmente para cada elemento. El color amarillo antes nencionado es debido a la presencia de los vapores de sodio en la llama. Este espectro puede ser más convenientemente producido, colocando en la llama un alambre de platino humedecido con una disolución de un compuesto de sodio. Esta llama al ser vista con el espectroscopio muestra dos rayas amarillas muy cerca una de la otra. El espectro de potasio tiene una raya doble al final de la raya violeta, y otra al final de la raya roja. El litio, que se creía por mucho tiempo que existía únicamente en unos pocos minerales, últimamente con la ayuda del espectroscopio ha sido comprobado que está muy generalmente distribuido en toda la Naturaleza, en cantidades pequeñas. El espectro del litio tiene una raya roja muy brillante y otra amarilla muy pálida. El espectroscopio muestra la presencia de la millonésima parte de un gramo de litio.

Cloruro de Sodio.—NaCl, es el compuesto más importante del sodio. Se conoce con el nombre familiar de *sal de cocina.* Desde los tiempos más remotos se sabía la presencia del cloruro de sodio en el agua del mar, en ciertos lagos y algunas fuentes, y en el suelo. El cloruro de sodio constituye una de las substancias más abundantes en la Naturaleza.

Preparación.—El cloruro de sodio puede ser preparado por medio de la reacción del cloro húmedo y del sodio metálico o bien por medio de la neutralización del hidrato de sodio con el ácido clorhídrico, y la evaporización respectiva.

Sin embargo, el cloruro de sodio no se prepara en la forma antes dicha, porque ocurre abundantemente en la Naturaleza. El agua del mar centiene poco más o un menos 4% de sales y cerca de ¾ partes de éstas con cloruro de sodio. En las regiones cálidas, como en la Costa Sur de Honduras, la sal se prepara llenando grandes balsas de agua de mar, cerca de la playa, y evaporando el agua con la acción del sol y del aire. En otras regiones como en California, Utah, etc. (en los Estados Unidos de Norte América) se obtiene del mismo modo anterior, pero se emplea además, la evaporación artificial, que da como resultado consiguiente un aumento en la producción y la disminución del tiempo empleado.

Propiedades y Usos de la Sal.—La sal es demasiado soluble en el agua: 100 gramos de agua disuelven cerca de 36 gramos de sal a 0 grados, y 40 gramos a los 100 grados. Cristaliza en la forma cúbica. Es un ingrediente esencial del alimento del hombre y de los demás animales. Además de su empleo en los usos domésticos, se usa en cantidades enormes en la preparación del carbonato de sodio, del ácido clorhídrico, y de los polvos para blanquear, etc.

El Carbonato de Sodio.—Na_2CO_3, ocupa el segundo lugar en inportancia entre los compuestos de sodio. El carbonato de sodio (hidratado), se encuentra en Egipto, Rusia, en California y en Nevada, en cantidades pequeñas. Antiguamente se preparaba de las cenizas de las plantas marinas; pero actualmente se obtiene del cloruro de sodio. La fabricación del carbonato de sodio constituye una de las industrias químicas más extensas. Hay dos procesos para su preparación: el proceso de Leblanc, y el de Solvay.

El Proceso de Leblanc consta de tres partes principales: (1) el cloruro de sodio se canbia con el ácido sulfúrico

en sulfato de sodio. Este cambio se representa del modo siguiente:

$$2NaCl + H_2SO_4 = HNaSO_4 + HCl + NaCL$$
$$HNaSO_4 + NaCl = Na_2SO_4 + HCL$$

(2) El sulfato de sodio se cambia en carbonato de sodio al ser calentando con carbón de piedra y con piedra de cal. El cambio principal se representa como sigue:

$$Na_2SO_4 + 2C = Na2S + 2CO_2$$
$$Na_2S + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS$$

(3) El carbonato de sodio por ser más soluble se separa inmediamente de las demás substancias insolubles resultantes y se extrae por medio de una corriente de vapor de agua, y la disolución de carbonato de sodio obtenida se cristaliza con la evaporación.

El Proceso de Solvay es como sigue: primero se satura una disolución concentrada de cloruro de sodio con gas amoníaco y luego con dióxido de carbono (gas). La ecuación es como sigue:

$$H_2O + NaCL + NH_3 + CO_2 = HNaCO_3 + NH_4Cl$$

El carbonato ácido de sodio es casí insoluble en la disolución fría de clorhidrato de amoníaco; y por lo tanto, su separación es muy fácil. Al ser calentado se cambia en carbonato de sodio. Este cambio se representa en la ecuación siguiente:

$$2HNaCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

El dióxido de carbono y el clorhidrato de amoníaco desprendidos, se recogen y se usan de nuevo.

Propiedades y Usos del Carbonato de Sodio.—Los cristales del carbonato de sodio (Na_2CO_3 $10H_2O$), se conocen comúnmente con los nombres de Alcali o Soda.

Expuestos al aire libre pierden el agua de cristalización y aparecen en la forma de polvos. Al ser calentados se derriten en su propia agua de cristalización y finalmente forman la sal blanca, anhídrida (Na_2CO_3) que es muy soluble en el agua, y cuya acción por ser fuertemente alcalina se usa como un agente de limpiamiento.

Hidrolisis.—La disolución acuosa alcalina del carbonato de sodio depende de la ligera disociación del agua, condición que no fué tomada en consideración al discutir la disociación de los compuestos. En la mayoría de los casos, los pocos yones de hidrógeno y de hidróxilo en la disociación del disolvente tienen muy poco efecto; pero su presencia debe ser tomada en cuenta cuando la disolución contiene un compuesto que esté ligeramente más disociado que el agua; v.g.: el ácido carbónico, H_2CO_3. Cuando se disuelve el carbonato de sodio se disocia en yones de Na^+ y CO_3^{--}. Sin embargo no todos los yones de hidrógeno del agua permanecen en tal condición en la presencia de CO_3^{--}, porque se formaría el ácido carbónico indisociado:

$$2H^+ + CO_3^{--} = H_2CO_3$$

La separación de los yones de hidrógeno para formar un compuesto indisociado disturbia el equilibrio yónico del agua; y unas pocas moléculas de agua deben ser disociadas para restaurar dicho equilibrio. La mayoría de los yones de hidrógeno formados nuevamente pasan de igual manera al ácido carbónico indisociado. Este proceso de disociación y combinación se repite hasta establecer el equilibrio. Debe recordarse, sin embargo, que la disociación progresiva del agua da tanto los yones H^+ como HO^-. Los yones de hidróxilo tiene poca tendencia a combinarse con los yones Na^+, para formar hidrato de sodio indisociado, y permanecen simplemente en disolución, como yones de este compuesto disociado fuertemente.

El cambio total que ocurre puede ser expresado por la ecuación siguiente:

$$Na_2^{++}.CO_3 + 2H^{+}.OH^{-} = H_2CO_3 + 2Na^{+}.OH^{-}$$

Este cambio se conoce como el nombre de *hidrolisis,* y es lo contrario de la neutralización. El ácido carbónico por estar muy ligeramente disociado en la disolución acuosa, será un ácido débil; por otra parte, el hidrato de sodio será una base muy fuertemente disociada. Por lo tanto: el carbonato de sodio *es una sal formada por un ácido débil con una base muy fuerte.* Estas sales experimentan hidrolisis al ser disueltas en el agua; y sus disoluciones dan reacciones alcalinas.

El acetato de sodio, cianuro de sodio y sulfuro de sodio son sales de esta misma clase.

Algunas sales; por ejemplo: el sulfato de cobre dan una reacción *ácida* en la disolución acuosa. Este es también un caso de hidrolisis:

$$Cu^{++}.SO_4^{--} + 2H^{+}.OH^{-} = Cu(OH)_2 + H_2^{++}.SO_4^{--}$$

La explanación detallada demostrará que casí todos los yones OH^- de la disociación del agua se combinan con Cu^{++}, para formar el hidrato de cobre indisociado, base muy *débil.* Los yones de hidrógeno del agua estarán presentes al final de la hidrolisis como yones del ácido sulfúrico disociado fuertemente. Por lo tanto: los yones de hidrógeno darán el efecto rojo con el papel de tornasol; y a ellos se deberá la reacción ácida de la disolución de sulfato de cobre.

La reacción ácida de las disoluciones de las sales *formadas por una base débil con un ácido fuerte,* es debida de igual manera al hidrolisis. El sulfato de zinc y el cloruro férrico son sales de esta clase.

Las *sales formadas por los ácidos fuertes con las bases fuertes* no están sujetas a la hidrolisis, porque sus yones tienen poca tendencia a combinarse con el H^+ y OH^- del

agua para formar los compuestos indisociados. Las disoluciones de estas sales son neutras. El cloruro de sodio y el nitrato de potasio corresponden a esta clase.

En general: la hidrolisis de una sal será posible únicamente cuando el ácido o la base que la forman o ambos son débiles.

El Bicarbonato de Sodio.—$HNaCO_3$, que como hemos visto es uno de los productos obtenidos en el proceso de Solvay, puede ser preparado también tratando el carbonato de sodio cristalizado con el dióxido de carbono (gas). Es un polvo blanco, y menos soluble en el agua que el carbonato normal. Al ser calentado con un ácido o con una sal ácida produce el dióxido de carbono. Esta propiedad se utiliza en las panaderías.

El Hidrato de Sodio o Soda Cáustica.—NaOH, es un sólido blanco muy corrosivo, que absorve rápidamente el agua y dióxido de carbono del aire. Se disuelve en el agua con un levantamiento en la temperatura y su disolución es fuertemente alcalina. Grandes cantidades de soda cáustica se usan en la fabricación de los jabones, del papel, en las tinturas colorantes ye en la refinación del aceite de petróleo.

Antiguamente se preparaba tratando el carbonato de sodio con el hidrato de calcio. La ecuación siguiente representa el cambio operado:

$$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 = 2NaOH + CaCO_3$$

La solución de hidrato de sodio se separa del carbonato de calcio insoluble, y se concentra calentándola en retortas de hierro hasta obtener el grado de concentración deseado.

Actualmente se prepara el hidrato de sodio en Niagara Falls, Nueva York (Estados Unidos de Norte América), en cantidades enormes por medio de la electrolisis del clorhidrato de sodio, conforme a la ecuación siguiente:

$$NaCl + H_2O = NaOH + Cl + H$$

El Sulfato de Sodio.—Na_2SO_4 es uno de los productos en la preparación del carbonato de sodio. Hay otro método para su preparación y consiste en pasar dióxido de azufre, vapor de agua y aire sobre cloruro de sodio. En Stassfort, Alemania, se prepara reaccionando en frío el sulfato de magnesio y el cloruro de sodio, de la manera siguiente:

$$MgSO_4 + 2NaCl = Na_2SO_4 + MgCl_2$$

El sulfato de sodio es un sólido blanco anhídrido, que disuelve muy fácilmente en el agua; y cuando se enfría su disolución fuerte forma cristales largos, transparentes y muy amargos. Estos cristales tienen la fórmula siguiente: Na_2SO_4, $10H_2O$; y se conocen comúnmente con el nombre de *Sal de Glauber,* en honor de su descubridor. Los cristales de sulfato de sodio pierden su agua de cristalización al ser expuestos al aire libre, y finalmente se vuelven un polvo anhídrido. La sal cruda de sulfato de sodio se usa en la fabricación del vidrio, y de las materias colorantes; la sal purificada se emplea en medicina.

El Nitrato de Sodio.—$NaNO_3$, se encuentra abundantemente en Chile (América del Sur), es un sólido blanco, que se vuelve húmedo expuesto a la acción del aire. Enormes cantidades de nitrato de sodio se usan en la fertilización del suelo, tanto solo, como mezclado con otros compuestos de potasio y de fósforo; y además, en la preparación del ácido nítrico y del nitrato de potasio.

El Dióxido de Sodio.—Na_2O_2, es un sólido amarillento. Se usa en el blanqueamiento de la paja, y de otros materiales delicados como la seda, etc. El dióxido de sodio al ser tratado con el agua desprende oxígeno, en la forma siguiente:

$$Na_2O_2 + H_2O = 2NaOH + O$$

Potasio

Origen.—Este metal igual que el sodio no se encuentra en su forma pura en la Naturaleza, pero sus compuestos son también muy abundantes. Los minerales MICA Y FELDESPATO son sólidos que contienen potasio. Con la descomposición de éstos y de otros minerales los compuestos de potasio penetran en el suelo, y de allí son tomados por los animales y las plantas. El agua del mar y las aguas minerales contienen varias sales de potasio, especialmente, cloruro y sulfato de potasio. En Stassfort, se encuentran algunas sales de potasio. La corteza terrestre contiene cerca de un 2,5% de potasio.

Preparación.—Antiguamente se preparaba igual que el sodio, calentando a una temperatura muy elevada una mezcla de carbonato de potasio y carbón, o bien, hidrato de potasio y carburo de hierro. Actualmente se prepara por medio de la electrolisis del hidrato de sodio.

Propiedades.—El potasio, igual que el sodio, es un metal blanco plateado que flota sobre el agua, y su gravedad especifica es 0,86. Al ser expuesto al aire libre pierde su lustre metálico, debido a la oxidación. Lo mismo que el sodio, descompone rápidamente el agua a la temperatura ordinaria; y el calor desarrollado causa la inmediata explosión del hidrógeno. Esta acción se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$K + H_2O = KOH + H_2$$

El potasio se combina con los halógenos y con los otros elementos más fácilmente que el sodio; y forma compuestos muy análogos.

El Cloruro de Potasio.—KCl, se encuentra nativo en Stassfort. Se obtiene también descomponiendo la carnalita y cristalizando el cloruro de potasio, aparte del cloruro de magnesio, que como sabemos es más soluble. Es un sólido blanco, que cristaliza en la forma cúbica y

es muy parecido al cloruro de sodio. Se usa generalmente para preparar las demás sales de potasio, especialmente los nitratos y cloratos.

El Nitrato de Potasio.—KNO_3, llamado generalmente NITRO o SALITRE, se forma con la descomposición de las materias orgánicas nitrogenosas. Se prepara mezclando las disoluciones concentradas y calientes de nitrato de sodio nativo y de cloruro de potasio. Esta reacción se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$NaNO_3 + KCl = KNO_3 + NaCl$$

El cloruro de sodio por ser más soluble se separa primero; y después por medio de la evaporación se obtienen los cristales de nitrato de potasio, que son purificados con la recristalización.

El nitrato de potasio es un sólido blanco, que se disuelve fácilmente en el agua fría con una disminución en la temperatura y más rápidamente en el agua caliente; pero no es higroscópico. El nitrato de potasio es cristalino, y no tiene agua de cristalización. A una temperatura elevada se descompone con el desprendimiento del oxígeno; y debido a esta propiedad se usa extensamente en la fabricación de la pólvora, de los fuegos artificiales, de los fósforos, y en otras muchas industrias químicas.

El Clorato de Potasio.—$KClO_3$, es un sólido blanco, cristalino y de lustre metálico. Se derrite a una temperatura de 334 grados; y a otra más elevada se descompone en oxígeno y cloruro de potasio como productos finales. Este cambio se representa como sigue:

$$KClO_3 = KCl + 3O$$

Se usa en la preparación del oxígeno, en la fabricación de los fósforos, de los fuegos artificiales, y también en medicina.

El clorato de potasio se prepara pasando el cloro sobre

el hidrato de calcio y añadiendo cloruro de potasio a la mezcla. Este cambio se representa como siguie:

(1) $6Ca(OH)_2 + 6Cl_2 = Ca(ClO_3)_2 + 5CaCl_2 + 6H_2O$
(2) $3Ca(ClO_3)_2 = Ca(ClO_3)_2 + 2CaCl_2$
(3) $Ca(ClO_3)_2 + 2KCl = 2KClO_3 + CaCl_2$

El Carbonato de Potasio.—K_2CO_3, es un sólido blanco, que se licua en el aire y es muy soluble en el agua, cuya disolución da una reacción alcalina muy fuerte. Antiguamente se preparaba tratando las cenizas de la madera con el agua, y evaporando la disolución hasta la aridez. Actualmente se prepara de sulfato de potasio o del cloruro de potasio por medio del proceso de Leblanc. Se usa extensamente en la fabricación de ciertas clases de vidrio, jabones, potasa cáustica, y de otros muchos compuestos de potasio.

El Hidrato de Potasio o Potasa Cáustica.—KOH, es un sólido blanco muy parecido a la soda cáustica. Absorve fácilmente el agua y el dióxido de carbono; y al ser expuesto a la acción del aire libre se vuelve una solución espesa de carbonato de potasio. Igual que el hidrato de sodio, se disuelve en el agua con evolución de calor, y forma una solución alcalina muy fuerte. Además de su uso frecuente en el laboratorio, se emplea en la fabricación de los jabones. Antiguamente se preparaba del mismo modo que el hidrato de sodio; es decir, añadiendo el hidrato de calcio a una solución diluída de carbonato de potasio hirviendo. Actualmente se prepara con la electrolisis de una solución de cloruro de potasio.

El Potasio en Relación con la Vida.—El potasio, igual que el fósforo, es indispensable para la vida de las plantas y de los animales. Las cenizas de muchos granos comunes contienen potasio en la forma de carbonato. Las sales de potasio se supone que ayudan en la formación del almidón o fécula, del mismo modo que el fósforo en la transformación de los compuestos nitrogenosos. Las sales de potasio tomadas del suelo por las plantas, deben ser inmediatamente repuestas para mantener su fertilidad.

Litio, Rubidio, Cesio.—El litio es un metal blanco plateado, y tiene una gravedad específica de 0,534. Es el elemento más ligero de cuantos se conocen hasta hoy. Sus compuestos están abundantemente distribuídos en los minerales, las aguas minerales y las plantas, aunque en cantidades muy pequeñas. El agua litia y el citrato de litio son muy frecuentemente usados como medicina para ciertas enfermedades de los riñones. El rubidio y el cesio tienen propiedades muy análogas a las de los compuestos del potasio.

CAPÍTULO XVI

LA SOLUCIÓN

Ya hemos discutido algunas de la propiedades generales de la solución, y dado su definición (véase Cap. VI). Hemos visto que muchas de las reacciones estudiadas ocurren únicamente en presencia del agua, aun cuando la última no toma parte integrante en la reacción.

Propiedades Generales de la Solución.—Sabemos que un *sólido* puede distribuirse completamente en un líquido formando simplemente una suspensión o mezcla, o bien una disolución propiamente dicha. Igualmente un *líquido* puede estar suspendido en gotas diminutas en otro líquido, como la leche. La distinción en ambos casos es muy sencilla, porque una substancia en suspensión se coagula o se separa fácilmente con el tiempo, mientras que otra en disolución no muestra jamás *esta tendencia.* Debe advertirse que se da el caso en que la subdivisión del sólido sea tan extremadamente diminuta, que se hace imposible su retención por medio del papel de filtrar. Una disolución de tal naturaleza se denomina *suspensión coloidal,* y cuando un líquido es opalescente u opaco, tendremos un caso de suspensión. La solución es un líquido claro, transparente y perfectamente homogéneo. *Las características cualitativas de la disolución son las siguientes; ausencia de coagulación, homogeneidad y subdivisión diminuta y extremada de la substancia disuelta.*

Límites de la Solubilidad.—El resultado de la experimentación nos demuestra que las substancias pueden dividirse en dos clases, según su grado de solubilidad. Algunas substancias como el agua y el alcohol, la glicerina y el agua se disuelven en cualquier proporción. Otras

substancias como un fragmento de mármol ($CaCO_3$), a la temperatura ordinaria en el laboratorio, se disuelve muy difícilmente en agua pura. Por lo tanto puede decirse que el grado de solubilidad varía con las substancias y las condiciones de experimentación. Generalmente se dividen las substancias en solubles e insolubles. Científicamente puede decirse que no existe una substancia verdaderamente insoluble.

Medición de la Solubilidad.—El único método para averiguar con certeza si un sólido es soluble en un líquido o no, consiste en filtrar la mezcla y evaporar algunas gotas del líquido filtrado en un vidrio de reloj. Para averiguar la cantidad disuelta del sólido en una solución dada, se toma una cantidad determinada de la solución, se evapora completamente, y luego se determina el peso del resíduo.

Fraseología.—Con el fin de explicar las relaciones de los componentes de una solución, se han inventado ciertos términos técnicos y de reconocida utilidad. Se llama a la substancia, que al igual del agua en la mayoría de los casos, forma la parte mayor o bulto de la solución, *el solvente;* para expresar las substancias disueltas se usa la palabra *soluble,* que será usada en el curso de este libro para evitar circunlocuciones. La cantidad de la substancia disuelta en otra dada del solvente, determina la *concentración* de la solución; una solución que contenga una proporción pequeña del cuerpo disuelto, estará *diluída;* y aquella que contenga otra más grande, *concentrada.* La renovación parcial del solvente (por la evaporación) se llama *concentración;* el renuevo total del solvente se denomina *evaporación hasta la aridez.* Y como sabemos que existe un límite para la solubilidad de la mayoría de las substancias, aquella solución que contenga tanta cantidad disuelta del soluble en el solvente como sea posible, estará *saturada.*

Electrolitos y No-electrolitos.—Las soluciones difieren mucho en su poder de conductividad eléctrica. Hemos visto que las soluciones acuosas del ácido sulfúrico y del cloruro de sodio (electrolisis del agua) permitían fácilmente el pase de la corriente eléctrica. Una solución

acuosa de azúcar no conduce la electricidad. La de hidrato de sodio, base tipica, demuestra ser tan buen conductor de la electricidad como la del ácido sulfúrico. La glicerina, el alcohol y otras muchas substancias son malos conductores de la electricidad. Por consiguiente: todas las substancias se dividen en dos grupos generales de conductores.

Clases de Conductores.—Al primer grupo corresponden los sólidos conductores, generalmente metálicos, tales como el alambre de cobre y los filamentos de carbón de la pila voltáica. Estos conductores no experimentan ningún cambio al conducir la corriente eléctrica. Al otro grupo corresponden aquellos líquidos, que como hemos visto, eran buenos conductores, y cuyos componentes se mueven libremente hacia los *electrodos,* o sean las partes sumergidas de los conductores de la pila en que se efectúa la descomposición. En estos conductores líquidos la transmisión de la electricidad va acompañada de la descomposición de los conductores, cuyos componentes pueden ser desprendidos alrededor de los electrodos. El líquido que se descompone durante el pase de una corriente eléctrica se denomina ELECTROLITO. El proceso de descomposición, por medio de la electricidad, se llama ELECTROLISIS.

Arreglando los electrolitos y los no-electrolitos en dos columnas, tendremos la lista siguiente:

ELECTROLITOS	NO-ELECTROLITOS
Ácido clorhídrico	Agua destilada
Ácido sulfúrico	
Hidrato de sodio	Azúcar
Hidrato de potasio	
Cloruro de sodio	Glicerina
Sulfato de sodio	
Sulfato de cobre	Alcohol

La columna de los electrolitos contiene únicamente ácidos, bases y sales; por lo tanto: los electrolitos pertenecen a estas tres clases distintas de substancias. Ahora, bien cabe preguntar; ¿Por qué las soluciones acuosas de

los ácidos, bases y sales, conducen la electricidad, mientras que las demás substancias no muestran esta propiedad? Esta pregunta ha conducido al estudio detenido de las propiedades de las soluciones acuosas.

Efectos de los Sólidos Disueltos sobre el Punto de Congelación.—Sabemos que el agua pura se congela a 0,°C., bajo las condiciones ordinarias de presión; y que hierve a los 100,°C. Ahora bien, la adición de cualquier sólido soluble disminuye el punto de congelación y a la vez aumenta el de ebullición. Nosotros discutiremos únicamente el punto de congelación. Todas las soluciones acuosas se congelan a una temperatura más baja que la del agua pura. Las mediciones más cuidadosas han demostrado que el grado de la disminución depende directamente de la masa de la substancia disuelta. Una solución, por ejemplo, de 10 gramos de azúcar en un litro de agua, se congela a un punto dos veces más bajo de 0 grados, que otro de 5 gramos de azúcar en un litro de agua. Conforme a la teoría atómica; por tanto: 10 gramos de azúcar tienen el doble de moléculas que 5 gramos. Por consiguiente: la disminución del punto de congelación de un solvente puro es proporcional al número de moléculas disueltas.

La depresión en el punto de congelación del agua, producida por un número igual de moléculas de diferentes substancias, ha sido cuidadosamente estudiada y determinada. Para obtener un número igual de moléculas, se toma un peso en gramos igual al peso molecular de cada una de las substancias disueltas en un litro de agua. Por ejemplo: 40 gramos de alcohol, C_2H_5OH, y 342 de azúcar, $C_{12}H_{22}O_{12}$ se disuelven en un litro de agua. En ambos casos la solución resultante se congela a 1,86 grados. Además sabemos que la solución de un no-electrolito cualquiera que tenga el peso molecular en gramos del soluble en un litro, da la misma depresión en el punto de congelación. Cuando los pesos de los no-electrolitos están en proporción con los pesos moleculares respectivos, al ser disueltos en volúmenes iguales del mismo disolvente,

las disoluciones resultantes se congelarán a la misma temperatura. Este hecho es estrictamente cierto tratándose de las soluciones diluídas. Por tanto: la depresión en el punto de congelación no depende del peso o de la clase de las moléculas, sino de su número. Pero si usamos la sal de cocina, encontraremos que en solución diluída, el punto de congelación disminuye cerca de dos veces más que en otra solución equi-molecular de un no-electrolito. Esto se explica únicamente suponiendo que hay *dos veces más partículas* en una solución que contiene un peso molecular de sal, que en otra igual de un peso molecular de azúcar. Dicho mejor en otras palabras: hay razón para suponer que todas, o casi todas las moléculas de la sal se separan, cada una en dos partículas, al ser disueltas en el agua. En general, todos los demás electrolitos actúan igual que la sal; y todos los no-electrolitos, igual que el azúcar.

Disociación de los Electrolitos.—El estudio cuidadoso del punto de ebullición presenta una elevación dos veces más grande en el caso de los electrolitos que al tratarse de los no-electrolitos, en proporción al número de moléculas disualtas. Un caso análogo se observa en el fenómeno de la *presión osmótica.* Las diferencias en el punto de hielo, en el punto de ebullición y en la presión osmótica, producidas por números iguales de moléculas de los electrolitos y de los no-electrolitos, pueden ser explicadas, asumiendo que las moléculas disueltas de los electrolitos se dividen, o se *disocian* en partes. Tratándose de los no-electrolitos, las moléculas de las substancias disueltas no se disocian.

Actividad Química de los Electrolitos.—Ya hemos anotado el hecho de que los ácidos, bases y sales, son electrolitos; y éstas han sido las substancias que hemos usado más extensamente en las acciones químicas estudiadas hasta el presente. Casi todas las acciones químicas necesitan la presencia del agua. Cuando dos soluciones de electrolitos se mezclan, la acción tiene lugar inmediatamente si uno de los productos de la reacción es insoluble

o gaseoso. En general los electrolitos son muy activos; y los no-electrolitos más lentos en su actividad química.

Yones.—Hemos encontrado en la electrolisis de una disolución diluída de ácido clorhídrico, que el hidrógeno se desprende alrededor del cátado; y el cloro alrededor el ánodo. Faraday, llamó a estas partículas móviles con el nombre de *yones.* Hemos visto también que la molécula del ácido clorhídrico se divide, en el momento de la disolución, en dos partículas; y puesto que los átomos son químicamente indivisibles, estas partículas por lo tanto deben ser los átomos respectivos del hidrógeno y del cloro. Ahora bien, ¿por qué razón estas partículas se mueven en dirección contraria? La respuesta es muy sencilla . . . "porque todos los cuerpos cargados con electricidad opuesta se atraen mutuamente." Ahora bien, puesto que las partículas de hidrógeno en una solución acuosa son atraídas hacia el cátodo, o polo negativo, al pasar una corriente eléctrica, estas partículas de hidrógeno están cargadas con electricidad positiva. De igual menera sabemos que las partículas del cloro a su vez están cargadas con electricidad negativa, puesto que son atraídas hacia el ánodo, o polo positivo.

Cuando una solución de sulfato de cobre se electrolisa, el cobre aparece alrededor del cátodo; y la evidencia experimental prueba que el azufre y el oxígeno aparecen alrededor del ánodo. El sulfato de cobre se disocia de la manera siguiente: Cu^{++}, yon positivo, y SO_4^{--} yon negativo. Por consiguiente: *el yon es un átomo, o un grupo de átomos cargados de electricidad.*

Explicación de la Electrolisis.—El cloruro de sodio se disocia en el agua en yones de sodio y de cloro. Debido a la intensidad con que el sodio reacciona generalmente en el agua, bien podemos suponer la formación instantánea del hidrato de sodio; sin embargo, esto no es así porque la solución es perfectamente neutral en la reacción. Los yones de sodio no reaccionan con el agua. Pero cuando se pasa la corriente eléctrica sobre la solución, las cargas positivas de los yones de sodio se neutralizan con la elec-

trificación negativa del cátodo y se vuelven entonces *átomos* de sodio; reaccionan con el agua, alrededor del cátodo y forman el hidrato de sodio. Debe entenderse, que la corriente eléctrica no es la causa de la disociación en partículas cargadas de electricidad, sino que simplemente determina la dirección en que dichas partículas se mueven.

Los yones de cloro pierden sus cargas negativas tan pronto como tocan el ánodo, neutralizando en parte la carga positiva de aquel electrodo. Las partículas de cloro, sin la carga eléctrica, son simplemente átomos ordinarios que se unen en pares para formar la molécula de cloro (gas) que se desprende alrededor del ánodo.

Diferencias entre el Yon y el Atomo.—La presencia de una carga eléctrica en un átomo cambia enteramente sus propiedades, como se ha visto al tratarse de la electrolisis del cloruro de sodio, antes descrita. Los átomos del cloro descomponen el agua al combinarse con el hidrógeno y desprenden el oxígeno. Los yones de cloro, sin embargo, se mueven libremente en el agua sin descomponerla. Los átomos de cloro tienden a combinarse en pares para formar las moléculas del gas; los yones de cloro a su vez se repelen mutuamente porque están cargados de la misma electricidad.

Las diferencias entre el yon y el átomo pueden ser ahora establecidas como sigue: primero, el yon tiene una carga eléctrica, al átomo ninguna; y segundo, un simple yon muchas veces comprende varios átomos de diferentes elementos. Las cargas eléctricas de los yones son muy pesadas, y por consiguiente, el abastecimiento de su energía es muy distinto al de los átomos.

Las propiedades de los cuerpos dependen de la cantidad de energía que poseen, y esta misma determina las diferencias en la actividad de los yones y de los átomos de un mismo elemento.

Yonización de los Acidos y de las Bases.—Cuando un electrolito se disuelve en el agua, algunas de sus moléculas entran indisociadas en la solución, mientras que otras se

separan en partículas cargadas de electricidad durante el proceso. Al pasar la carriente eléctrica sobre una solución de ácido clorhídrico, encontramos que el hidrógeno se acumula -alrededor del cátodo, y el oxígeno alrededor del ánodo. Por lo tanto: en la solución debe haber yones de hidrógeno cargados de electricidad positiva; y también yones de oxígeno cargados de electricidad negativa. La electrolisis del ácido nítrico también muestra la presencia de los yones de hidrógeno y de los yones de NO_3; la del ácido sulfúrico muestra la presencia de dos yones de hidrógeno y un yon de (SO_4) por cada una de las moléculas disociadas. La electrolisis de los demás ácidos siempre muestra la presencia de los yones del hidrógeno. Por lo tanto: a estos mismos yones se deben las propiedades características de los ácidos. El yon de hidrógeno, común en todos los ácidos, es responsable del sabor amargo y de los cambios en el papel de tornasol. Sin embargo, la presencia del yon de hidrógeno en un compuesto cualquiera no da necesariamente por resultado las propiedades ácidas; es absolutamente indispensable para esto, que el compuesto del yon de hidrógeno esté en la solución acuosa respectiva. Así el cloruro de hidrógeno líquido, libre del agua, no actúa como un ácido porque ninguna de sus moléculas está separada en los yones de hidrógeno. *Los ácidos son compuestos de hidrógeno, cuyas soluciones acuosas contienen los yones del mismo.*

Cuando las bases se disuelven en el agua, el átomo metálico de la molécula se vuelve el yon positivo, y el *hidróxilo* (o sea la radical OH), el yon negativo. Los yones de hidróxilo constituyen los yones característicos y comunes en todas las bases; y a ellos se deben las propiedades características de las mismas. Por consiguiente: *las bases son hidratos, cuyas soluciones acuosas contienen los yones de hidróxilo.*

Efectos de la Dilución en la Yonización.—Se verá fácilmente que cuanto más yones haya en la disolución tanto mejor conducirá ésta la corriente eléctrica, porque los yones sirven de conductores de la misma. Por tanto:

podemos medir el grado de yonización por medio del poder de conductibilidad de la solución, con tal que en cada uno de los casos haya el mismo peso del soluble en los electrodos. La conductibilidad en tales condiciones se denomina *conductibilidad molecular*. A medida que se diluye el electrolito, la conductibilidad molecular aumenta hasta llegar a cierto límite fijo. Esto tiene que pasar así necesariamente, porque al llegar a la dilución extremada, todas las moléculas se han disociado y la dilución ulterior no causará mayor disociación. El efecto de la dilución en la yonización del ácido cloroacético se verá en la tabla siguiente:

Dilución	Yonización
47,25 gramos por litro	5,4%
11,81 gramos por litro	10,57%
2,95 gramos por litro	20,00%

Actividad de los Acidos y de las Bases.—La actividad química de un ácido depende del grado en que sus moléculas disueltas estén disociadas en yones. Los yones del ácido clorhídrico están casi totalmente disociados en una solución diluída. Esta es la razón para que el ácido clorhídrico actúe tan vigorosamente sobre los metales y a su vez neutralice las bases. Cuando los ácidos tienen estas propiedades se dice que son *ácidos fuertes*. El ácido nítrico suministra otro ejemplo de esta clase de ácidos. El ácido sulfúrico que está disociado sólo dos terceras partes en comparación con los ácidos anteriores, no es tan fuerte. El ácido acético a su vez está menos disociado que el ácido sulfúrico y es más débil. El término de *grado de concentración* de los ácidos no debe confundirse con el de *ácido concentrado*. El ácido sulfúrico concentrado, por ejemplo, contiene comúnmente cerca de un 98%; mientras que el ácido clorhídrico concentrado contiene sólo 37%. El ácido sulfúrico está, pues, más concentrado que el ácido clorhídico; sin embargo, es más débil. El ácido clorhídico es más activo porque está más disociado en la solución acuosa.

La razón para el desplazamiento de otro ácido por el ácido sulfúrico, no se debe a que éste sea muy fuerte sino a que tiene un punto de ebullición más elevado.

Igual que al tratarse de los ácidos, el grado de concentración de las bases depende directamente del grado de yonización experimentada en la solución. El hidrato de sodio y de potasio están casi disociados en las soluciones diluídas, y son bases muy fuertes.

Explicación de la Neutralización.—Cuando mezclamos las soluciones diluídas del ácido cloríhidico y del hidrato de sodio, tenemos en la mezcla los yones positivos de hidrógeno y de sodio; y los yones negativos de cloro y de hidróxilo. Cualquier cambio que ocurra mientras el ácido y la base entran en solución deberá consistir necesariamente en la unión de los yones cargados de electricidades opuestas, para formar las moléculas indisociadas, o neutrales electricamente. Hemos visto que el agua no es un electrolito, y que puede ser únicamente yonizada en un grado muy limitado. Por consiguiente, tenemos en la solución los yones de hidrógeno, cada uno de ellos cargado de electricidad positiva, y los yones de hidróxilo con una carga igual de electricidad negativa. Cada yon positivo de hidrógeno atrae otro yon negativo de hidróxilo, y viceversa. Los dos yones se combinan y las cargas iguales de electricidad se neutralizan mutuamente, y resulta una molécula indisociada de agua. Si indicamos las cargas de electricidad por medio de los signos *más y menos,* colocados arriba y hacia la derecha del símbolo, bien podremos expresar este cambio por medio de la ecuación siguiente:

$$H^{\pm} + OH^{-} = HOH$$

Puesto que el agua formada está prácticamente indisociada (únicamente dos moléculas por cada billón), podremos considerarla completamente removida del campo de acción, como si hubiera formado un conpuesto insoluble o un precipitado. En la neutralización, por cada H+

separado, queda un Cl^-; y por cada OH^- queda un Na^+. Estos yones no se unen permanentemente mientras haya agua, porque el cloruro de sodio se disocia tan pronto como se forma. Cuando la neutralización está completamente terminada no quedan más yones de H^+, ni de Cl^-, para dar la reación ácida o la reación básica; y la disolución resultante contiene igual número de yones de Na^+ y de Cl^-. Esto puede mostrarse mejor, por medio de la ecuación siguiente:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = HOH + Na^+ + Cl^-$$

Si la solución está concentrada, el grado de la disociación disminuye y los yones de Cl^+ se unen para formar el cloruro de sodio indisociado. Cuando la evaporación se termina, encontramos que se han unido completamente estos yones, formando los cristales de la sal.

Productos de la Neutralización.—Cuando se usan otros ácidos y bases tendremos los mismos resultado. Por ejemplo: el hidrato de potasio y el ácido clorhídico dan agua, y los yones de K^+ y de Cl^-. El ácido nítrico y el hidrato de sodio dan agua indisociada, y los yones de Na^+ y de No_3^-. Por ejemplo:

$$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = HOH + K^+ + Cl^-$$
$$Na + OH + H + NO = HOH + Na + NO$$

En todos los casos de la neutralización, los productos son los siguientes:

(1) Agua indisociada;
(2) Una solución que contiene los yones positivos de la base, y los yones negativos del ácido, y
(3) Energía en forma de calor.

Durante la evaporación del solvente, éstos yones se unen para formar un compuesto denominado, *sal.*

Calor de Neutralización.—La neutralización considerada como un proceso químico consiste esencialmente en la

formación de las moléculas indisociadas de agua, y va siempre acompañada de la producción de calor. Cuando las soluciones diluídas, que contienen partes iguales de un ácido fuerte y de una base fuerte son neutralizadas, se desarrolla el mismo grado de calor en todos los casos. Este grado de calor se conoce con el nombre de CALOR DE NEUTRALIZACIÓN.

La tabla siguiente muestra el grado de calor de neutralización, expresado en calorías:

	HCl	HNO_3
$NaOH$	13,700 cal.	13,700 cal.
KOH	13,700 cal.	13,700 cal.

La uniformidad en el grado de calor de neutralización indica una acción que es común en todos los casos. El único compuesto común es el agua; por consiguiente: *el grado de calor de neutralización es producido en la formación del agua, con los yones del hidrógeno y del oxígeno.*

Otras Acciones entre los Yones.—La mayoría de las acciones químicas, usadas en los laboratorios, tienen lugar en disolución o en presencia del agua. Estas son generalmente las reacciones entre los yones de los ácidos, de las bases y de las sales, que están extremadamente disociados en la solución. Estas reacciones son muy usadas en Química Analítica, con el fín de obtener conpuestos insolubles caracteristicos.

El examen del ácido clorhídico o de un cloruro, por ejemplo, tiene por objeto la investigación de la presencia de los yones de cloro. La solución del nitrato de plata, usada en el examen analítico, contiene los yones de plata. Ejemplo:

$$AgNO_3 = Ag^{+} + NO_3^{-}$$

Los yones positivo de plata se unen con los yones negativos de cloro, cuando la solución examinada contiene cloro, y se forma el cloruro de plata. Este conpuesto, que es prácticamente insoluble, indisociado se separa en forma

de precipitado. Por tanto la ecuación respectiva es como sigue:

$$Ag^{+} + Cl^{-} = AgCl$$

La solución de clorato de potasio contiene también el cloro, no como un simple yon, síno como una parte del yon ClO_3^-.

Así pues, cuando mezclamos esta disolución con el nitrato de plata, tendremos los yones de Ag^{+}, NO_3^-, K^{+} y ClO_3^-. Sin embargo, no se obtiene ningún precipitado, porque los conpuestos de clorato de plata, $AgClO_3$, y de nitrate de potasio, KNO_3 que podrían formarlo son ambos solubles. La disolución de nitrato de plata sirve para el examen analítico del *yon* de cloro, y no para el examen analítico del *átomo*.

El examen analítico de un sulfato depende de la combinación de los yones de bario, Ba^{++} (del cloruro de bario añadido), con el yon de SO_4^{--} del sulfato . El sulfato de bario resultante es insoluble y se separa en moléculas indisociadas. Esta ecuación se representa como sigue:

$$Ba^{++} + SO_4^{--} = BaSO$$

Cuando la combinación de los yones en la acción química produce un conpuesto insoluble, la acción llega a su fín. La precipitación de las moléculas indisociadas remueve gradualmente de la disolución los yones conbinantes y permite la disociación ulterior de los conpuestos que los producen. Se dice que la reacción ha llegado a su fín, cuando el abastecimiento de los yones conbinantes ha sido conpletamente terminado. La reacción llega también a su fín, cuando la conbinación de los yones da por resultado una substancia volátil, bajo las condiciones existentes. En este caso los yones conbinantes se alejan o se separan de la disolución en las moléculas indisociadas de la substancia volátil.

Cargas Eléctricas Llevadas por los Yones.—Hemos visto que una molécula de ácido clorhídrico, por ejemplo, neutraliza a otra de hidrato de sodio, y forma una molécula de agua. Sin embargo, encontramos que para neutralizar

una molécula de hidrato de bario, $Ba(HO)_2$, se necesitan dos de ácido clorhídrico, como se verá conforme a la ecuación siguiente:

$$Ba(OH)_2 + 2HCl = 2HOH + BaCl_2$$

Cuando la neutralización llega hasta el fín, el cloruro de bario está totalmente disociado en los yones de bario y de cloro. En toda disolución el número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas; por consiguiente: cada yon de bario tiene dos cargas positivas para poder neutralizar las dos cargas negativas de los dos yones de cloro, con los cuales se une al ser evaporada la disolución para obtener la sal respectiva. El ácido sulfúrico se disocia en los yones de $H,+H,+$ y de SO_4^{--}; y el yon SO_4^{--} tiene, por lo tanto, dos cargas negativas para poder balancear las cargas positivas de los dos yones de hidrógeno.

$$H_2SO_4 = H^+ + H^+ + SO_4^{--}$$

Otros yones tienen tres y hasta cuatro cargas eléctricas.

A continuación se verá una tabla que contiene los yones más comunes, con el número de cargas respectivas, y el signo correspondiente.

Número de Cargas	Yones Positivos	Yones Negativos
1	H, Na, K, Li, Ag, NH_4, Cu (cuproso), Hg, (mercuroso)	OH, F, Cl, Br, I, NO_3, ClO_3, y otros yones negativos de los ácidos monobásicos.
2	Ca, Sr, Ba, Mg, Zn, Hg, Co, Ni, Cu (cúprico), Fe (ferroso), Sn (estannoso).	S, SO_4, CO_3, y otros yones negativos de los ácidos dibásicos.
3	Al, Bi, Sb, Fe (férrico)	PO_4, y otros yones negativos de los ácidos tribásicos.
4	Sn (estánnico).	SiO_4, y otros yones negativos de los ácidos tetrabásicos.

Valencia.—Los átomos difieren entre si según el número de átomos de los elementos con que se combinan. Esta diferencia en el poder de combinación se llama VALENCIA. Hemos visto que la molécula del ácido clorhídrico consiste de un átomo de hidrógeno y otro de cloro. Puesto que esta es la relación más simple de combinación, se toma la valencia de estos elementos como unidad (véase Atomicidad.), y llamamos a estos elementos monodinamos *o univalentes,* porque so se encuentran hasta hoy otros elementos que tengan menor poder de combinación. Cuando un átomo de un elemento cualquiera se combina con otro de hidrógeno o de cloro, la valencia de dicho elemento es uno. Las fórmulas siguientes: NaCl, KCl, HBr, HI, muestran que el sodio, potasio, bromo y yodo son elementos monodinamos o univalentes. Sabemos también que un átomo de oxígeno se combina con dos de hidrógeno; por lo tanto: la valencia del oxígeno es *dos.* Un átomo de calcio reemplaza dos de hidrógeno en el ácido clorhídrico, y se combina con dos átomos de cloro:

$$Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2$$

Por lo tanto: la valencia del calcio es *dos,* es diatómico o *bivalente.* Hemos visto en el caso anterior que el número de átomos de hidrógeno *reemplazados* por en átomo de otro elemento, mide la valencia de dicho elemento. *La valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno, que el átomo del elemento toma o reemplaza al combinarse.*

En el caso del amoníaco, por ejemplo, un átomo de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno; en este compuesto el nitrógeno tiene una valencia de tres, es tridinamo, o tercivalente. El gas de los pantanos, CH_4, tiene cuatro átomos de hidrógeno en combinación con uno de carbono; y por tanto, el carbono es tetradinamo o *cuadrivalente,* etc.

En los electrolitos la valencia de cada uno de los yones es numéricamente igual al número de sus cargas eléctricas. Esto no *explica* la valencia de los no-electrolitos, pero si

indica la conexión entre la valencia y la capacidad eléctrica del átomo.

Variaciones en la Valencia.—Debe advertirse que un elemento puede tener más de una valencia, conforme al otro elemento con que se combine, y según las condiciones existentes en el momento de la combinación. La valencia del hidrógeno es siempre *uno,* y la del oxígeno *dos;* el azufre, en cambio, tiene una valencia de *dos* en el sulfuro de hidrégeno, H_2S; de *cuatro* en el dióxido de azufre, SO_2; y de *seis* en el trióxido de azufre SO_3.

Oxidación y Reducción.—Estos cambios en la valencia durante ciertas reacciones dan un significado más amplio a los términos *de oxidación y reducción,* porque tales cambios en la valencia son casi siempre operados por la acción de los agentes de oxidación y de reducción. Por ejemplo:

$$SO_2 + O = SO_3 \text{ (oxidación)}$$

$$2BaO_2 = BaO + O_2 \text{ (reduccion)}$$

Por tanto: los términos de *oxidación y reducción* son muy frecuentemente usados para indicar el aumento o disminución en la valencia de un elemento cualquiera. En este sentido la *oxidación significa el aumento en la valencia; y la reducción, la disminución en la misma.* Estos términos, entonces, pueden ser aplicados a todas aquellas reacciones donde el oxígeno no toma parte integrante; por ejemplo: cuando el cloruro férrico se trata con el hidrógeno nascente:

$$FeCl_3 + H = FeCl_2 + HCl$$

El átomo de hierro ha sido reducido de una valencia de tres en el cloruro férrico a dos en el cloruro ferroso. Ahora bien, añadiendo a la mezcla anterior un agente de oxidación, por ejemplo, el ácido nítrico, el cloruro ferroso se *oxida* en cloruro férrico con la adición de un átomo de cloro, y de este modo se aumenta la valencia del hierro:

$$2FeCl_2 + 2HCl + O = 2FeCl_3 + H_2O$$

Aplicación de la Valencia.—La valencia tiene mucha utilidad en la escritura de las fórmulas y de las ecuaciones químicas. Así, por ejemplo: sí sabemos que el hidrógeno o el sodio son univalentes sabremos fácilmente que se necesitan dos átomos de sodio para reemplazar dos de hidrógeno en el ácido sulfúrico, H_2SO_4. De igual manera si sabemos que la valencia del zinc es dos, el sulfato de zinc se representará por medio de la fórmula siguiente: $ZnSO_4$.

CAPÍTULO XVII

AZUFRE. SULFURO DE HIDRÓGENO

Historia.—El azufre que se encuentra en la forma pura ha sido conocido desde los tiempos más remotos. Varias veces es mencionado en la Biblia, y en las obras de Homero. Durantes la Era de la Alquímia, todos los alquimistas lo consideraron como uno de los elementos primarios de la materia. Ha sido generalmente denominado "piedra de fuego," en referencia a su combustibilidad. Lavoisier lo colocó en el número de los demás elementos. Por mucho tiempo antes habia sido considerado como el "principio del fuego."

Orígen.—El azufre se encuentra abundantemente en la Naturaleza, tanto en su forma pura como en diferentes compuestos. En las regiones volcánicas se encuentran enormes depósitos de azufre puro. Sicilia ha sido siempre famosa por la abundancia del azufre; casi un 90% del azufre de hoy viene de ese lugar. En Honduras ezisten grandes cantidades de azufre, tanto en la forma pura como en combinación. Byan, que visitó a Honduras y Nicaragua con el objeto de minas, dice "que los metales de cobre, en la mayor parte, son combinados con azufre." "Los grupos de minas de plata en las inmediaciones de El Ocotal, en Segovia (Nicaragua), producen la plata en forma de sulfuro." Las minas de Yuscarán, en el departamento de Tegucigalpa, y las del departamento de Choluteca, producen también los sulfuros de zinc y de hierro.

Es muy posible que el azufre puro que se encuentra abundantemente en la Naturaleza, deba su origen a la descomposición de los sulfuros por la acción del calor. Los sulfatos más comunes son los siguiente: sulfato de calcio,

sulfato de bario y sulfato de magnesio. Los gases volcánicos contienen el dióxido de azufre y el sulfuro de hidrógeno. Este último también se halla en las fuentes de aguas sulfurosas. Es muy posible también, que la mayor parte del azufre que se encuentra en las regiones volcánicas, deba su origen a la descomposición de los dos gases últimos. La acción intermediaria puede representarse del modo siguiente:

$$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$$

El azufre es uno de los componentes de las cebollas, rábanos picantes, mostaza, huevos y de ciertos compuestos complejos del cuerpo humano, como la saliva y la bilis. Se ha calculado que el cuerpo humano contiene cerca de 125 gramos de azufre en combinación.

Preparación.—En Sicilia se obtiene el azufre por medio de un proceso muy primitivo, que consiste en derretir el azufre presente en las rocas volcánicas. Este azufre es después purificado para los usos comerciales. En Louisana (Estados Unidos de Norte América), se obtiene por medio del proceso de Frash, que consiste en introducir cuatro tubos, uno dentro de los otros, hasta alcanzar los depósitos de azufre. Después se pasa agua caliente, bajo una presión de 170 grados, por los dos tubos exteriores. Al cabo de algún tiempo y cuando la masa de azufre ha sido fundida (punto de fusión, 114,5) se introduce aire comprimido por el tubo interior. El azufre fundido tiene una gravedad específica dos veces más grande que la del agua; pero la mezcla de aire y de azufre tiene cerca de la misma gravedad del agua y por tanto fluye libremente por el otro tubo hacia la superficie. Después se solidifica y su forma es completamente pura.

Propiedades Físicas.—La propiedad física más característica del azufre consiste en el hecho de que en lugar de aparecer en las tres formas físicas familiarmente conocidas, tiene dos formas sólidas perfectamente distintas y además dos estados líquidos de agregación muy diferen-

tes. Este fenómeno se conoce con el nombre de ALOTROPISMO.

1. *Azufre Octaédrico.*—El azufre nativo es amarillo, tiene una gravedad específica de 2,06, y se derrite a los 112,8 grados. Es casi insoluble en el agua; pero se disuelve fácilmente en el sulfuro de carbono y en la trementina. Cuando el azufre se trata con el sulfuro de carbono, y se deja evaporar la última substancia, cristaliza en la forma octaédrica.

Esta forma es estable hasta las 96 grados, arriba de esta temperatura se cambia lentamente en la *forma prismática.*

2. *Azufre Prismático.*—Cuando se funde el azufre y luego se deja enfriar lentamente aparece en la forma de agujas transparentes incoloras, llamadas, azufre prismático. Esta clase de azufre tiene una gravedad específica de 1,96, y se derrite a los 119,25 grados; y es en todas sus propiedades físicas individualmente distinto de la forma anterior. Esta forma de azufre al ser enfriado se vuelve lentamente opaco y se cambia en la forma octaédrica. Aquellas substancias que tienen dos estados sólidos de agregación; y por lo tanto: dos *formas cristalinas,* se dice que son *dimorfas.*

3. *Azufre Amorfo.*—Cuando el azufre ordinario hervido se derrama sobre el agua fría toma una forma distinta completamente de las anteriores. Como carece de forma cristalina bien definida, se llama AMORFO. El azufre amorfo no es soluble en el sulfuro de hidrógeno. Algunas veces se le llama también, *azufre plástico.* Igual que el azufre prismático, es inestable y se cambia al cabo de algunos días en la forma octaédrica.

Leche de Azufre.—Cuando el azufre se disulve en un alcali, como el hidrato de sodio, y se añade un poco de ácido clorhídrico a la disolución se forma un precipitado blanco y dividido muy finamente. Este precipitado es otra clase del azufre amorfo. Disuelto en el agua forma un líquido conocido con el nombre de "Leche de Azufre." *Las flores de Azufre* se componen de azufre en la forma octaédrica y del amorfo en cantidad muy pequeña.

Propiedades Químicas.—Todas las formas del azufre encienden fácilmente en el oxígeno, formando el dióxido de azufre. El azufre tiene la propiedad de desalojar el oxígeno de otros compustos:

$$S + O_2 = SO_2$$

El azufre no es un buen agente de reducción, porque se combina con los productos de la misma.

El azufre constituye un elemento moderamente activo. Se combina con varios metales, casí siempre con el desprendimiento de luz y de calor. En este sentido bien puede decirse que el azufre mantiene la combustión. Esta acción puede verse de la manera siguiente: se calienta el azufre en un tubo de vidrio hasta que hierva y cuando sus vapores llenan casi completamente el tubo, se introduce una laminilla de cobre, que se enciende y forma el sulfuro de cobre:

$$Cu + S = CuS$$

El zinc en polvo y el azufre al ser mezclados en cierta proporción se unen casi explosivamente. formando el sulfuro de sinc:

$$Zn + S = ZnS$$

El azufre se combina también con algunos de los metaloides, sin embargo, estos compuestos son muy inestables. Así por ejemplo: se combina con el oxígeno y produce el dióxido de azufre, y también el trióxido de azufre SO_3. Se combina también directamente con el cloro.

Sulfuros.—Los sulfuros metálicos constituyen una clase de compuestos muy importantes. La mayoría de los metales se extraen de sus minerales o *gangas*. Casi todos los sulfuros, con excepción de aquellos de los elementos verdaderamente metálicos, son insolubles en el agua; y tienen colores generalmente muy característicos, que ayudanen el examen analítico respectivo. El ennegrecimiento o deslustre de los metales se debe generalmente

a la acción del azufre, como se observa más frecuentemente en los objetos de plata.

Semejanza del Azufre con los Demás Elementos.—Debido a la facilidad con que el azufre se combina con los otros elementos, tiene mucho parecimiento tanto con el oxígeno como con el cloro. Generalmente el azufre se asemeja más al oxígeno. Esto se puede ver comparando para el caso la solubilidad en el agua de los óxidos y de los sulfuros. En conclusión; y por regla general: todos los metales que forman óxidos insolubles, también forman sulfuros insolubles.

Usos.—El azufre se usa en la preparación de ciertas clases de fósforos o cerillos; para suministrar el dióxido de azufre en el blanqueamiento y en la desinfección, y en la fabricación de la pólvora. Este explosivo se compone de nitrato de potasio, azufre y carbón de piedra. La acción química resultante de la explosión, es simplemente una acción de oxidación y reducción. El número de los productos formados es muy largo. La reacción se puede representar parcialmente del modo siguiente:

$$2KNO_3 + S + 2C = K_2SO_4 + N_2 + 2CO, \text{ ó}$$
$$2KNO_3 + S + 3C = K_2S + 3CO_2 + N_2$$

El azufre y uno de sus compuestos, el monocloruro, se usan en la vulcanización del caucho; se usa también en medicina, como constituyente de algunos ungüentos, y como un germicida contra la *Filoxera*—un insecto que destruye los viñedos.

SULFURO DE HIDRÓGENO

Este gas se encuentra disuelto en algunas aguas minerales, en consecuencia de lo cual se denominan aguas sulfurosas. Se forma (en las proteinas) con la descomposición de las materias orgánicas, que contienen azufre, en la exclusión del aire. El olor de los huevos en descomposición se debe en parte a la presencia del sulfuro de hidrógeno.

Preparación.—El hidrógeno y el azufre no se unen perceptiblemente a una temperatura baja. A los 310 grados se combinan casi completamente; pero se necesitan cerca de 168 horas para obtener el equilibrio.

Los sulfuros de los metales, siendo sales, son poco más o menos actuados fácilmente con los ácidos diluídos, y dan el sulfuro de hidrógeno. El sulfuro ferroso, menes costoso que los demás, se usa generalmente en la preparación:

$$FeS + 2HCl = H_2S + FeCl_2$$

El sulfuro de hidrógeno es el producto invariable en la reducción extremada de todos los compuestos del azufre. Así por ejemplo: se forma con la acción del yoduro de hidrógeno sobre el ácido sulfúrico concentrado. Aun el proprio azufre es reducido por el yoduro de hidrógeno gaseoso seco:

$$2HI + S = H_2S + I_2$$

Propiedades Físicas.—El sulfuro de hidrógeno es un gas incoloro, y con un olor muy característico. Al ser licuado hierve a los — 62 grados; y en su forma sólida se derrite a los — 83 grados. Su solubilidad en el agua, a 1 grado, es de 360 volúmenes en 100; y va disminuyendo a medida que se aumenta la temperatura. Este gas es muy venenoso, una parte por cada doscientas de aire, es fatal para los mamiferos.

Propiedades Químicas.—Este gas al ser calentado se *disocia:*

$$H_2S = H_2 + S$$

A los 310 grados la descomposición es muy escasa, pero aumenta con la temperatura.

El gas *arde* en el aire formando vapor de agua y dióxido de azufre. La temperatura del manto de la llama, que rodea el gas, está cerca de 310 grados; y el gas del interior se disocia *antes* de entrar en contacto con el oxígeno. Por tanto: si se coloca un plato *frío* sobre la llama, se cubre

con una capa de azufre puro, y una parte del hidrógeno se escapa sin ser quemado. Debe advertirse que la disociasión de esta clase procede probablemente a la combustión en la mayoría de los compuestos gaseosos (Véase la Llama).

Todos los metales, en la serie electromotiva, incluyendo la plata, al ser expuestos en el gas reciben inmediatamente una capa de sulfuro. El ennegrecimiento de los utensilios de plata, se debe probablemente a las partículas diminutas del sulfuro de hidrógeno que se escapan del gas del alumbrado, etc. Este acción del gas prueba su inestabilidad. Esta misma inestabilidad se puede comprobar fácilmente con el hecho de que *reduce* algunas substancias como el dióxido de azufre, que no es afectado por el hidrógeno puro: :

$$SO_2 + 2H_2S = 2H_2O + 3S$$

Esta ación tiene lugar en frío, y es más rápida cuando los gases están húmedos que cuando secos. Una parte del azufre nativo se produce de esta manera; pero generalmente se forma con la reducción del yeso o aljezón (Ca_2SO_4, $2H_2O$) en CaS, con el desprendimiento del sulfuro. El azufre se deposita también cuando el sulfuro de hidrógeno experimenta la combustión parcial en una cantidad limitada de oxígeno; $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$; y su formación en la naturaleza muchas veces es debida a esta acción.

Característica de la Acción de Oxidación y Reducción. —En la primera de las dos últimas ecuaciones se verá que a la vez que el SO_2 fué reducido en S; al mismo tiempo el H_2S fué *oxidada* en S. En la segunda acción el H_2S fué oxidado en S; y el O_2 *reducido* en $2H_2O$. En tales acciones es muy característico el hecho de que mientras una substancia se oxidada, la otras se reduce; y en general: la oxidación y reducción se operan a la vez en la misma reacción. En el caso anterior al tratarse del sulfuro de hidrógeno, hablamos de sus efectos de reducción en dióxido de azufre; y tratándose del dióxido de azufre, de su efecto oxidante sobre el sulfuro de hidrógeno.

Propiedades Químicas de la Disolución Acuosa del Sulfuro de Hidrógeno.—Mientras que el propio gas no es un ácido, su disolución en el agua da una REACCIÓN ÁCIDA MUY DEBIL sobre el papel de tornasol; y por tanto: se denomina muchas veces ÁCIDO HIDROSULFÚRICO H_2S. La conductibilidad de su disolución acuosa, de un 10% normal, es muy pequeña, y únicamente un 0,0007 (0,07%) de la substancia es yonizada:

$$H_2S = H^+ + HS^- \ (= H^+ + S^=)$$

En esta acción se encuentran también algunos yones de $S.^=$ El yon de hidrosulfuro HS^-, aun cuando es un ácido, está mucho menos disociado que la propia agua; y por tanto: la cantidad de los yones de sulfuro es muy pequeña. Las sales del yon hidrosulfuro; por ejemplo: el sulfuro de sodio ácido NaHS, dan una disolución neutra. Este proceder constituye la regla general en todas las demás sales ácidas de los ácidos dibásicos débiles. Como un ácido, la disolución del sulfuro de hidrógeno, puede ser neutralizada con las bases. Por esta razón entra en descomposición doble con las sales (véase más adelante).

Debido a la acción del OXÍGENO del aire sobre el sulfuro de hidrógeno se DESPLAZA lentamente el azufre, que aparece en la forma de un polvo muy fino:

$$O_2 + 2H_2S = 2H_2O + 2S$$

La disolución del gas es un *agente de reducción* como puede verse fácilmente en presencia de un ácido, por ejemplo, separa el oxígeno del ácido dicrómico (formado con la acción de un ácido sobre el dicromato de potasio):

$$(1) \quad K_2Cr_2O_7 + 2HCl = H_2Cr_2O_7 + 2KCl$$

$$(2) \quad H_2Cr_2O_7 + 6HCl = 4H_2O + 2CrCl_3 \ (+ 3O)$$

$$(3) \quad (3O) + 3H_2S = 3H_2O + 3S$$

Suma:

$$K_2Cr_2O_7 + 8HCl + 3H_2S = 2KCl + 2Cr_2Cl_3 + 7H_2O + 3S$$

La primera ecuación parcial representa la interacción regular de los dos *hionógenos; la* segunda interacción no se efectúa a menos que un cuerpo oxidable (como el sulfuro de hidrógeno), esté presente para tomar posesión de todo el oxígeno que sea capaz de desprender. La presente ilustración representa una clase *de cambio químico yónico,* que consiste en la formación o descomposición de un *yon-compuesto;* en el caso actual el yon-dicromato $Cr_2O_7^{=}$ da el yon-dicrómico Cr^{+++}, y agua.

Preparación de los Sulfuros.—El sulfuro de hidrógeno actúa sobre la mayoría de los metales formando los sulfuros respectivos, y desprendiendo el hidrógeno:

$$Cu + H_2S = CuS + H_2$$
$$2Ag + H_2S = AgS + H_2$$

Si se pasa el sulfuro de hidrógeno sobre una disolución de sulfato de cobre se forma el sulfuro de cobre:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$$

Una acción similar ocurre con las sales disueltas de algunos metales como el plomo, la plata y el estaño. En tales casos el factor determinante que hace posible la acción es la insolubilidad del sulfuro metálico en el agua, o en el ácido que se forma como resultado de la reacción.

En conclusión veremos que hay tres métodos para la preparación de los sulfuros metálicos:

(1) $2Ag + S = Ag_2S$

(2) $2Ag + H_2S = Ag_2S + H_3$

(3) $2AgNO_3 + H_2S = Ag_2S + 2HNO_3$

Clasificación de los Sulfuros Insolubles.—En Química Analítica nos valemos de las diferentes solubilidades de los sulfuros para identificar los diversos elementos metálicos, y para separar las mezclas que los contienen. Con

tal propósito se distinguen tres clases diferentes de sulfuros:

1. Los surfuros de plata, cobre, mercurio, y de otros metales son excesivamente insolubles y no interaccionan con los ácidos diluídos; como lo hace el sulfuro ferroso. Estos sulfuros se preparan pasando sulfuro de hidrógeno sobre la disolución de las sales:

$$CaSO_4 + H_2S = CaS + H_2SO_4$$

El ácido resultante casi no actúa sobre el sulfuro, y no se observa tampoco ninguna reversión. En esta acción el yon-sulfuro constituye la substancia activa; y con su separación se pierde el equilibrio.

2. Los sulfuros de hierro, zinc, y de otros metales son insolubles en el agua pero no tan extremadamente como los anteriores. Los ácidos diluídos los descomponen; y la reversión tiene lugar casi completamente. Estos sulfuros se preparan por la combinación directa de sus elementos o añadíendo un sulfuro soluble a la disolución de una sal:

$$FeSO_4 + (NH_4)_2S = FeS + (NH_4)_2SO_4$$

En esta interacción no se forma ningún ácido; y la insolubilidad considerable del sulfuro de hierro o del zinc en el agua, hace que el cambio sea casi completo.

3. Los sulfuros de bario, calcio y de otros metales, aun cuando son insolubles en el agua, son hidrolizables; y dan productos solubles: el hidrato e hidrosulfuro:

$$2CaS + 2H_2O = Ca(OH)_2 + Ca(SH)_2$$

Estos sulfuros se pueden preparar con la unión directa de sus elementos; y con la reducción de los sulfatos con el carbono. Pero no son precipitados con el sulfuro de hidrógeno o con el sulfuro de amonio.

TABLA ANALÍTICA DE LOS SULFUROS

Nombre	Fórmula	Color	Disuelvo en
Sulfuro de mercurio.....	HgS	Negro	Agua Regia
Sulfuro de cobre.....	CuS	Negro	Ácido nítrico concentrado
Sulfuro de cadmio.....	CdS	Amarillo	Ácido nítrico concentrado
Sulfuro de arsénico.....	AsS	Amarillo	Sulfuro de amonio amarillo
Sulfuro de antimonio.....	SbS	Anaranjado	Sulfuro de amonio amarillo
Sulfuro de Zinc.....	ZnS	Blanco	Ácidos dilídos

Polisulfuros.—Cuando se agita el azufre con una disolución de un sulfuro soluble o con un sulfuro ácido, como el sulfuro de sodio, se disuelve y al evaporarse la disolución queda un residuo que varía de composición entre Na_2S_2 y Na_2S_5. Estos parece que son mezclas compuestas principalmente de Na_2S y de Na_2S_4.

Cuando se mezcla un ácido con la disolución del polisulfuro de sodio se forma un precipitado de azufre en la forma octaédrica:

$$Na_2S_4 + 2HCl = 2NaCl + H_2S + 3S$$

Aguas Sulfurosas.—El sulfuro de hidrógeno se produce en la Naturaleza de diversas maneras. Hemos mencionado su formación con la descomposición de ciertas materias orgánicas. El sulfuro de calcio se forma cuando la materia en descomposición reduce el sulfato de calcio. El agua reacciona con el sulfuro de calcio, y forma hidrato de calcio y sulfuro de hidrógeno; el hidrato de calcio se convierte en el carbonato de calcio con la acción del dióxido de carbono contenido en el agua.

Esto se verá mejor por medio de las ecuaciones siguientes:

$$CaSO_4 + 4O = CaS$$
$$CaS + 2H_2O = H_2S + Ca(OH)_2$$
$$Ca\,(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO + 2H_2O$$

La presencia del sulfuro de hidrógeno en ciertas aguas se explica fácilmente.

Relaciones Químicas del Azufre.—El azufre en combinación con los metales y el hidrógeno es bivalente, y forma compuestos parecidos a los siguientes: H_2S, FeS, CuS, y HgS. En combinación con los metaloides su valencia es frecuentemente más grande, siendo su máximo seis en el trióxido de azufre. Los óxidos de azufre forman ácidos y éste es por lo tanto un metaloide.

AZUFRE

	Octaédrico	Primático
Gravedad específica	2,07	1,96
Solubilidad	Soluble on el sulfuro de carbono.	Insoluble en el sulfuro de carbono
Estabilidad	Estable abajo de 96,°C	Estable entre los 96,° y 114,°C.

CAPÍTULO XVIII

ÓXIDOS Y ÁCIDOS DEL AZUFRE

Los únicos óxidos importantes del azufre son el dióxido SO_2 y el trióxido SO_3. Éllos son los anhídridos del ácido sulfuroso H_2SO_3 y del ácido sulfúrico H_2SO_4, respectivamente.

Preparación del Dióxido de Azufre.—Cuando el azufre arde en el aire o en el oxígeno, resulta el dióxido de azufre SO_2. La mayor parte del dióxido de azufre usado en el comercio se obtiene probablemente por medio de la calcinación de los minerales de azufre. La pirita (FeS_2), por ejemplo, debido a la cantidad de azufre que contiene puede ser quemada en un horno adecuado:

$$4FES_2 + 110 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

Los gases de dióxido de azufre aun cuando están mezclados con grandes cantidades de nitrógeno tomado del aire, pueden ser usados en la preparación del ácido sulfúrico.

En el laboratorio se prepara el dióxido de azufre tratando el sulfato ácido de sodio sólido con el ácido clorhídrico, o con el ácido sulfúrico concentrado sobre una disolución al 40% de la misma sal.

$$HCl + NaHSO_3 = NaCl + H_2SO_3 = H_2O + SO_2$$

El ácido sulfúrico formado, por ser muy inestable, se descompone espontáneamente en agua y dióxido de azufre; y el último se escapa cuando no hay agua suficiente par formar la disolución respectiva.

El dióxido de azufre se prepara también con la reduc-

cion del ácido sulfúrico concentrado por medio del cobre, a una temperatura elevadísima. Una parte del ácido pierde su oxígeno y forma agua con el hidrógeno de la otra molécula:

$$1.\quad H_2SO_4 = H_2O + SO_2(+O)$$
$$2.\quad (9) + H_2SO_4 + Cu = H_2O + CuSO_4$$
$$2H_2SO_4 + Cu = 2H_2O + CuSO_4 + SO_2$$

Algunos de los metaloides oxidables, como el carbono y el azufre, actúan del mismo modo; por ejemplo:

$$C + 2H_2SO_4 = 2H_2O + CO_2 + SO_2$$

Propiedades Físicas.—El dióxido de azufre puro es un gas incoloro, posee un olor sofocante y es dos veces más pesado que el aire. Es muy soluble en el agua: un volumen de agua disuelve varios volúmenes del gas, a la temperatura ordinaria. Con la ebullición de la disolución se escapa todo el gas. El dióxido de azufre es uno de los gases más fáciles de ser licuados. A la temperatura ordinaria se necesita únicamente una presión de dos atmósferas; y a la temperatura del punto de hielo de una mezcla de hielo y de sal de cocina la presión ordinaria de la atmósfera es suficiente para cambiar el gas en un líquido. El dióxido de azufre líquido se vende en sifones de vidrio o de metal.

Propiedades Químicas.—La disolución del dióxido de azufre da una reacción ácida; y neutraliza las bases, formando los sulfitos correspondientes. Así por ejemplo: con el hidrato de sodio la reacción da por resultado el sulfito de sodio y agua. Esto demuestra que la disolución contiene hidrógeno y los yones de sulfito; o dicho mejor, la disolución contiene el ácido sulfuroso. Este ácido, sin embargo, no ha sido nunca separado de la disolución. El ácido se forma conforma a la ecuación siguiente:

$$H_2O + SO_2 = H_2SO_3$$

Acido anhídrido.—Puesto que el dióxido de azufre se une con el agua y forma el ácido sulfuroso, se llama *ácido anhídrido.* Los anhídridos se distinguen según los ácidos que forman con el agua. El dióxido de azufre se llama anhídrido sulfuroso.

Cuando se deja una disolución del ácido sulfuroso en contacto con el aire toma gradualmente oxígeno y forma el ácido sulfúrico; según la ecuación siguiente:

$$2H_2SO_3 + O_2 = 2H_2SO_4$$

Los sulfitos se cambian en sulfatos de igual manera.

Acción de Reducción.—El ácido sulfuroso se oxida fácilmente, y a su vez sirve también de agente de reducción en muchos casos. El permanganato de potasio, por ejemplo, es reducido en sulfato de potasio y en sulfato de manganeso:

$$2KMnO_4 + 5H_2SO_3 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4 + 3H_2O$$

El ácido crómico es también reducido en sulfato de cromo. Esta acción de reducción en la presencia del agua nos explicará probablemente la acción del blanqueamiento con el dióxido de azufre, en algunos casos. La materia colorante en tal caso es reducida dando por resultado la descoloración de las substancias. En otros casos el dióxido de azufre se une con la materia colorante dando entonces por resultado los compuestos incoloros. El color desvanecido por medio el dióxido de azufre retorna muchas veces al ser expuesto al aire libre. El blanqueamiento por medio del cloro es más permanente.

Usos.—Enormes cantidades de dióxido de azufre, o de los sulfuros, se usan en el *blanqueamiento* de muchísimas materias orgánicas colorantes. La seda, la lana y la paja que se vuelven duras y quebradizas con la acción del cloro, son ventajosamente blanqueadas con el dioxido de azufre.

El dióxido de azufre se usa también como un *desinfectante.* Con tal fin se quema el azufre, o se permite el escape del dióxido de azufre líquido en los lugares que se desean desinfectar. En ambos casos debe mantenerse cerrado el lugar en disinfección y el aire interior húmedo para que el ácido sulfuroso formado mate los microbios. Este poder microbicida del ácido sulfuroso se usa en la *curación* del vino y de la cerveza. Actualmente se usa el dióxido de azufre en la conservación de los alimentos; pero, sin embargo, su poder preservativo es un tanto dudoso. El dióxido de azufre no sólo ataca los organismos inferiores sino que también es dañino a los superiores. El crecimiento de la vegetación es notablemente impedido en las vecindades donde hay fábricas de dióxido de azufre.

En las ciudades los gases desprendidos al quemar el carbón de piedra, que contiene azufre, producen el mismo efecto.

El uso más importante del dióxido de azufre es en la preparación del *ácido sulfúrico.* Cantidades enormes se emplean con este fin.

Solubilidad de los Gases.—Con el fin de poder recordar la solubilidad de los gases en el agua, se dividen convenientemente en las tres clases siguientes:

1. *Ligeramente solubles:* Oxígeno (4 vols: 100 a 0 grado); hidrógeno (2: 100 a 0 grado).

2. *Solubles:* Cloro (260: 100 a los 10 grados); Sulfuro de hidrógeno (440: 100 a 0 grado).

3. *Extremadamente solubles:* Cloruro de hidrógeno (505: 1 a 0 grado); Bromuro de hidrógeno (404: 1 a 0 grado); Yoduro de hidrógeno (1570: 1 a 0 grado); Dióxido de azufre (69: 1 a 0 grado).

Trióxido de Azufre.—El trióxido de azufre se prepara por medio de la oxidación del dióxido de azufre. Se forma en cantidades pequeñas cuando se quema el azufre, y su presencia causa la nebulosidad observada muchas veces en el dióxido de azufre. Esta oxidación se obtiene más rápidamente en presencia de un agente catalítico. El

platino dividido finamente y el óxido férrico, constituyen los agentes catalíticos más importantes. El asbesto o amianto platinado se prepara empapando el asbesto con cloruro de platino y calentándolo hasta que se adhieran las partículas de platino. Una mezcla de dióxido de azufre y de aire se pasa sobre los asbestos platinados. La temperatura debe ser cuidadosamente regulada, porque el trióxido de azufre se descompone casi a la temperatura necesaria para su formación. La reacción se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$2SO_2 + O = 2SO_3$$

El trióxido de azufre (anhídrido sulfúrico) se disuelve en el agua y forma el ácido sulfúrico:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

Antiguamente se obtenía el trióxido de azufre con la destilación del sulfato férrico impuro:

$$Fe_2(SO_4)_3 = Fe_2O_3 + 3SO_3$$

Propiedades Físicas y Químicas.—El trióxido de azufre es un líquido volátil (punto de ebullición, 46,°). Los cristales obtenidos con el enfriamiento se derriten a los 14,8°. Fumiga muy fuertemente al ser expuesto al aire libre, en consecuencia de la unión de sus vapores con la humedad, y forma gotas diminutas de ácido sulfúrico. Existe una variaded cristalina muy parecida en apariencia a los asbestos, y es la forma amorfa más familiarmente conocida.

En cuanto a sus propiedades químicas, los vapores de trióxido de azufre se *disocian* en dióxido de azufre y oxígeno (400°, 28%; 700°, 40%).

Ácidos de Azufre Oxigenados.—Los ácidos sulfuroso y sulfúrico han sido mencionados frecuentemente en el curso

de este libro. Los ácidos que les siguen en importancia son los siguientes: el ácido tiosulfúrico y el persulfúrico. Las composiciones de estos ácidos muestran a la vez sus relaciones íntimas:

Ácido hiposulfuroso	$H_2S_2O_4$	Hiposulfito de sodio	$Na_2S_2O_4$
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	Sulfito de sodio	Na_2SO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Sulfato de sodio	Na_2SO_4
Ácido tiosulfúrico	$H_2S_2O_3$	Tiosulfato de sodio	$Na_2S_2O_3$
Ácido persulfúrico	$H_2S_2O_8$	Persulfato de sodio	$Na_2S_2O_8$

El ácido tiosulfúrico se llama así porque contiene una unidad de azufre en lugar de una de las unidades del ácido sulfúrico. Además de los anterios existe la seria tiónica que comprende los siguientes:

Ácido ditiónico	$H_2S_2O_6$
Ácido tritiónico	$H_2S_3O_6$
Ácido tetratiónico	$H_2S_4O_6$
Ácido pentatiónico	$H_2S_5O_6$

Licuefacción de las Gases.—Será de mucha utilidad tener presente cuáles son las gases faciles de licuar; y recordar, además, que Faraday (1823-1845) licuó casi todos los gases comocidos entonces, con excepción de los tres siguientes:

Hidrógeno—	temperatura	constante:	—242°.
Oxígeno —	"	"	—113°.
Nitrógeno —	"	"	—146°.

Además de los anteriones, que tienen una *temperatura crítiea* baja y son dificiles de licuar, existen los seis *gases inertes* y los tres siguientes:

Óxido Nítrico	—temperatura	constante:	—95.5°.
Monóxido de Carbono—	"	"	—40°.
Metano —	"	"	—99°.

Entre los gases que hemos estudiado, aquéllos más o menos faciles de licuar, son los siguientes:

Cloruro de Hidrógeno—	temperatura	constante:		— 52°.
Cloro	—	"	"	—141°.
Ozono	—	"	"	—182,5°.
Sulfuro de Hidrógeno—		"	"	—100°.
Dióxido de Azufre	—	"	"	—154°.

Ácido Sulfúrico

Historia.—El ácido sulfúrico fué indudablemente conocido por los alquimistas arábigos que vivieron en el siglo décimo. Fué definitivamente mencionado por Basilio Valentino en el siglo XV, quien describe los métodos de su preparación: calentando una mezcla de sulfato de hierro (vitriolo verde o marcial) y arena. El producto, un líquido aceitoso, fué llamado ACEITE DE VITRIOLO; nombre que también se usa hoy. Allá por los años de 1740 fué introducido en Inglaterra el método de quemar el azufre y oxidar el producto obtenido.

Preparación.—Aun cuando las sales del ácido sulfúrico, como el sulfato de calcio, $CaSO_4$, son muy abundantes en la Naturaleza, la preparación del ácido sulfúrico por medio de la acción química sobre sus sales no es muy práctica. Los sulfatos es cierto que reaccionan con todos los ácidos, pero sus acciones son reversibles. Y la completación de la acción por medio del plan usado en la preparación del cloruro de hidrógeno y que implica la separación del ácido sulfúrico por medio de la destilación, sería muy difícil debido a la involatilidad del ácido. El ácido sulfúrico hierve a los 330,° grados; y los ácidos apropiados y menos volátiles que pudieran desprenderlo no existen. Por tanto nos vemos obligados a preparar el ácido sulfúrico de sus elementos.

La unión del dióxido de azufre con el oxígeno por medio del Proceso de Contacto, y la combinación del trióxido de azufre con el agua, es el método más convemiente para preparar el ácido sulfúrico concentradísimo. Para obtener

el "aceite de vitriolo" ordinario se usa el *Proceso de la Cámara.*

Química del Proceso de la Cámara.—Los gases cuyas interacciones dan por resultado la formación del ácido sulfúrico, son los siguientes: vapor de agua, dióxido de azufre, anhídrido nitroso N_2O_3 y oxígeno. Todos estos se obtienen así: el prímero, con la introducción del vapor de agua; el segundo, comúnmente quemando la pirita; el tercero, del ácido nítrico HNO_3 y el cuarto, con la introducción del aire. Los gases se mezclan completamente dentro de cámaras o gavinetes plomisos y largos, y las gotas de ácido sulfúrico formadas se recogen en el fondo del gabinete. A pesar de las elaboradas investigaciones llevadas a cabo principalmente con motivo de la importancia comercial del proceso, no se ha logrado definitivamente descubrir los verdaderos cambios químicos operados en esta acción. Conforme a Lunge, que mantiene la opinión primeramente expuesta por Berselius, la mayor parte del producto se forma en dos acciones sucesivas; las primera da un compuesto muy complejo que se descompone con el exceso del agua en la segunda acción:

$$(1)\quad H_2O + 2SO_2 + N_2O_3 + O_2 = 2SO_2\begin{cases} O-H \\ O-NO \end{cases}$$

El grupo o radical — NO, llamado *nitrosilo,* se encuentra en muchos compuestos. En el caso presente al ser desplazado por el hidrógeno da por resultado la formación del ácido sulfúrico. Por tanto: este compuesto se denomina ÁCIDO NITROSILSULFÚRICO:

$$(2)\quad SO_2\begin{cases} O-H \\ O-NO \end{cases} + H_2O = 2SO_2\begin{cases} OH \\ OH \end{cases} + N_2O_3$$

Las ecuaciones (1) y (2) no son parciales y representan acciones distintas que bien pueden ser operadas independientemente. En una fábrica equipada apropiadamente

para la preparación del ácido sulfúrico, no se observa la formación del ácido nitrosilsulfúrico. Cuando el agua no se abastece en las cantidades necesarias se forman en las paredes de la cámara unos cristales blancos de ácido nitrosilsulfúrico.

La explicación de este método, aparentemente muy vago, en la preparación del ácido sulfúrico, es como sigue: La unión directa del dióxido de azufre con el agua para formar el ácido sulfuroso es muy rápida; pero en cambio, la acción del oxígeno puro con el último es demasiado lenta. La preparación del ácido sulfúrico por medio de estos dos cambios, aun que constituyen un método directo, no es posible en la práctica.

La operación del primer cambio se hace manifiesta con la desaparición del anhídrido nitroso bronceado; y al introducirse el agua, en el final del segundo cambio resulta la producción de la misma substancia. El anhídrido nitroso actúa repetidas veces en dichos cambios, y facilita la conversión de una cantidad enorme de dióxido de azufre, oxígeno y de agua, en ácido sulfúrico, sin disminuir mucho en cantidad. Sin embargo, siempre se pierde algo del anhídrido nitroso en la operación. Esta pérdida se repone con la introducción de más ácido nítrico dentro de la cámara. Este ácido se prepara con la reacción del ácido sulfúrico concentrado y el nitrato de sodio $NaNO_3$, del comercio:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$$

Debido a la volatilidad del ácido nítrico se necesita únicamente un calor muy moderado para lograr su separación de las demás substancias; y sus vapores ascienden inmediatamente con los demás gases dentro del aparato usado. La ecuación siguiente representa la acción inicial operada sobre el ácido nítrico:

$$H_2O + 2SO_2 + 2HNO_3 = 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

y que puede ser escrita como se verá a continuación para mostrar el anhídrido del ácido nítrico:

$$H_2O + 2SO_2 + H_2O,N_2O_5SO_4 = 2H_2 + N_2O_3$$

Las dos moléculas de agua, una de ellas actual y la otra potencialmente presentes, y las dos moléculas de dióxido de azufre pueden suministrar dos moléculas de ácido sulfuroso (H_2SO_3). El N_2O_5 al pasar a la condición de N_2O_3 da las dos unidades de oxígeno necesarias para convertir el ácido sulfuroso en sulfúrico.

Propiedades Físicas.—El ácido sulfúrico es un líquido muy pesado. El ácido sulfúrico comercial llamado "aceite de vitriolo" es cerca de dos veces más pesado que el agua. Hierve a una temperatura (338,°) más elevada que la de la mayoría de los demás ácidos conocidos comúnmente; y muchas de sus sales dependen de este mismo hecho.

Propiedades Químicas.—El ácido sulfúrico se mezcla con el agua en todas proporciones, y durante la mezcla se desprende o desarrolla un calor muy considerable. *Advierta se como precaución: que al hacer la mezcla debe derramarse el ácido poco a poco en el agua y revolverse constantemente.* Cuando se derrama el agua en el ácido no se mezclan tan fácilmente, y el desarrollo repentino del calor puede quebrar el recipiente de vidrio usado, y causar algunas quemaduras al operador. El ácido sulfúrico concentrado absorve la humedad del aire. La madera, el papel, el azúcar y otras muchas substancias que contienen oxígeno e hidrógeno, son carbonizadas con el ácido sulfúrico, que remueve casi todo el oxígeno e hidrógeno para fornar el agua, dejando únicamente un resíduo consistente en su mayor parte de carbono. En la piel actúa de igual manera y las heridas son muy dolorosas.

Acción con los Metales.—El ácido sulfúrico actúa de dos modos con los metales: cuando la acción tiene lugar a una temperatura baja se desprende el hidrógeno con tal que

haya agua suficiente para disolver el sulfato metálico resultante:

$$Zn + H_2SO_4 = Zn\,SO_4 + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4 = Fe\,So_4 + H_2$$

El mercurio, la plata y el cobre no son actuados por el ácido sulfúrico frío; pero si se usa el ácido concentrado y se sube un poco más la temperatura, reaccionan y reducen una parte del ácido sulfúrico en dióxido de azufre, agua, y en el sulfato metálico respectivo:

$$Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H$$

$$H_2SO_4 + 2H = 2H_2O + SO_2$$

A las temperaturas ordinarias el ácido sulfúrico actúa igual que el ácido clorhídrico, o sea cambiando su hidrógeno por los metales; caliente y concentrado, actúa también como un agente de oxidación.

Acción con las Bases.—El ácido sulfúrico reacciona con las bases y con los óxidos metálicos, formando el agua y los sulfatos correspondientes:

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$$

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

$$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

Examen Analítico de los Sulfatos.—Todos los sulfatos son solubles, con excepción de los cuatro siguientes: sulfato de bario, de estroncio, de calcio y de plomo. Para deterninar la presencia de los yones de SO_4 se usa una disolución de cloruro de bario. El sulfato de bario resultante se reconoce fácilmente porque es blanco e insoluble en el agua, en los ácidos diluídos y en los álcalis. Si

representamos por M^{++} cualquier yon que tenga dos cargas positivas, tendremos la ecuación general siguiente:

$$M^{++}SO_4 + Ba^{++}Cl_2^{--} = M^{++}Cl_2^{--} + BaSO_4$$

Usos.—La absorción del agua por medio del ácido sulfúrico hace de éste un agente importamtísimo de deshidratación; y en el laboratorio se secan los gases pasándolos sobre el ácido sulfúrico. En la purificación de los productos del petróleo se usa el ácido sulfúrico para remover, por medio de la carbonización, los materiales que despiden olores ofensivos al ser quemados. En la preparación de la nitroglicerina se usa el ácido sulfúrico para remover el agua del ácido nítrico y de la glicerina.

Debido a que el ácido sulfúrico tiene un punto de ebullición más alto que el de los demás ácidos, se usa en sus preparaciones.

Debido a la conductibilidad de sus disoluciones, se emplea el ácido sulfúrico para cargar las baterías eléctricas. Se usa también como agente catalítico en la producción de la glucosa del almidón.

Como solvente se usa para limpiar los metales, antes de ser galvanizados. Ciertos fosfatos de las rocas se descomponen con el ácido sulfúrico y se vuelven substancias solubles apropiadas para la fertilización. En conclusión diremos que "el grado de civilización de un pueblo se determina por el uso que se haga del ácido sulfúrico."

CAPÍTULO XIX

EL NITRÓGENO Y LA ATMÓSFERA

Historia.—Rutherford (1772), profesor de Botánica en la Universidad de Edimburgo, demostró que el nitrógeno es una substancia distinta, y lo llamó "aire mefítico." Scheele, probó que la atmósfera contiene este mismo gas. Y finalmente Lavoisier, demostró que esta substancia es uno de los tantos elementos; y lo llamó "azote," porque no mantiene la vida de los seres.

Relaciones Químicas del Nitrógeno.—El nitrógeno en combinación con el hidrógeno y los metales es trivalente, con el oxígeno y los elementos negativos es a menudo quintavalente. El nitrógeno es un metaloide porque sus óxidos son ácidos. Muchos de sus compuestos son extremadamente activos y muy intersantes. Aquellos que estudiaremos en Química Inorgánica serán el amoníaco NH_3, el ácido nítrico HNO_3 y otras substancias más en conección con los anteriores.

Origen.—El nitrógeno en su forma pura está presente en el aire. Los nitratos de potasio y de sodio se encuentran en Chile y en Bengala. En Honduras hay nitrato de potasio en diferentes lugares. La industria del salitre (nitrato de potasa) existió en el Rosario (Opoteca), departamento de Comayagua y en la Paz, pero no sabemos porque razón algunas autoridades prohibieron que se siguiera explotando los yacimientos que allí existen. "Estas autoridades ignorantes de los principios más rudimentarios de la Economía Política, no comprendieron que una cosa es estancar un producto y otra es matar un patrimonio."

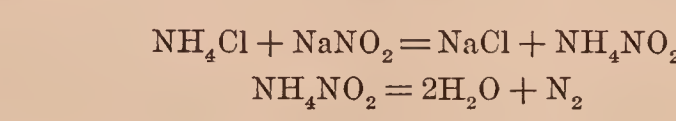
Los abonos naturales, como el guano, contienen canti-

dades grandes de nitrógeno y a esto deben su valor como fertilizantes. El nitrógeno es uno de los constituyentes indispensables de las proteínas (cerca de 15%) de la materias vegetales y animales.

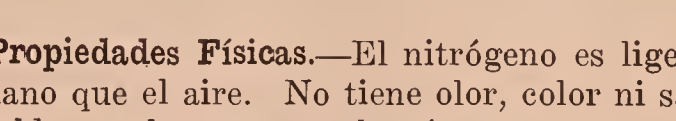
Preparación.—El nitrógeno se puede preparar del aire, haciendo que el oxígeno se combine con el fósforo en presencia del agua. El fósforo se usa debido a que su gran tendencia a combinarse con el oxígeno permite la completación de la reación, aun a las temperaturas ordinarias, y porque sus óxidos tienen gran tendencia también a combinarse con el agua, lo que hace muy fácil su remoción.

Otros agentes de reducción, además del fósforo, pueden emplearse con tal que los óxidos formados puedan ser separados fácilmente del nitrógeno. Si se pasa aire por un tubo muy caliente y que contenga cobre reducido, se obtendrá el nitrógeno casi puro. La razón para el uso del cobre es que su óxido respectivo es un sólido involátil. El nitrógeno preparado del aire contiene siempre argón y otras impurezas.

La oxidación del amoníaco constituye un método muy conveniente para la preparación del nitrógeno puro. El gas de amoníaco se pasa sobre óxido de cobre caliente. El hidrógeno se oxida en agua y el nitrógeno queda libre. Con el uso del calor se logra desprender el nitrógeno de sus compuestos. El nitrito de amonio al ser calentado lentamente se descompone en agua y en nitrógeno. Debido a la inestabilidad del nitrito de amonio, se usa una mezcla de cloruro de amonio y de nitrito de sodio para preparar el nitrógeno. El nitrito de amonio es muy posiblemente formado y luego se descompone, como antes se ha dicho:



$$NH_4Cl + NaNO_2 = NaCl + NH_4NO_2$$



$$NH_4NO_2 = 2H_2O + N_2$$

Propiedades Físicas.—El nitrógeno es ligeramente más liviano que el aire. No tiene olor, color ni sabor. Menos soluble en el agua que el oxígeno; y por tanto, las bur-

bujas de gas desprendidas cuando ésta se calienta, contienen una proporción más pequeña de nitrógeno que la del aire. El nitrógeno al ser enfriado a una temperatura muy baja y bajo la presión atmosférica, se vuelve un liquido incoloro; al continuarse el enfriamiento, el líquido se congela en un sólido blanco.

Propiedades Químicas.—La cantidad enorme del nitrógeno en el aire se debe a su misma inactividad; este elemento no se combina fácilmente con otras muchas substancias, y sus compuestos se descomponen con mucha facilidad. El nitrógeno se une directamente sólo con muy pocos elementes, y a una temperatura muy alta; algunas veces es necesario usar chispas eléctricas para lograr su combinación. La facilidad y prontitud con que estos compuestos se descomponen se puede ilustrar muy bien con los casos de la nitroglicerina y la nitrocelulosa.

Acción con el Oxígeno.—Se puede lograr la combinación lenta del nitrógeno con el oxígeno, pasando chispas eléctricas sobre la mezcla correspondiente y removiendo los óxidos con la disolución en agua, tan pronto como sean formados. Cuando no son removidos inmediatamente se descomponen con el calor de las mismas chispas eléctricas. El nitrógeno no arde en el oxígeno sin el abastecimiento externo de energía porque la temperatura de combustión es más baja que el punto de inflamación.

El Nitrógeno en Relación con la Vida.—El oxígeno, el dióxido de carbono y el vapor de agua, están íntimamente relacionados con las funciones de la vida de las plantas y de los animales. El nitrógeno está también conexionado con la vida. El nitrógeno atmosférico disuelve simplemente el oxígeno del aire; y, aun cuando vivimos en una atmósfera que contiene grandes cantidades de nitrógeno, sin embargo, no lo asimilamos. Según la opinión de una autoridad digna de confianza: "el aire al salir de los pulmones contiene un 79,5% de nitrógeno"; y por lo tanto, el nitrógeno no constituye una parte integrante de nuestro cuerpo. Sin embargo, la carne contiene nitrógeno; y los desperdicios de los animales son en su

mayor parte combinaciones de nitrógeno. El nitrógeno tomado por los animales debe estar en combinación para poder ser utilizado. Entre las substancias alimenticias nitrogenosas se encuentram las proteicas, que constituyen una parte esencial de nuestros alimentos; y se obtienen tanto de los animales como de las plantas. Las más comunes y abundantes son la miosina y la sintonina, que existen en la carne magra de todos los animales, en la albúmina, en la caseína que se encuentra en la leche y en el queso, en el gluten y en la caseína vegetal de varias plantas.

La mayoría de las plantas toman el nitrógeno en combinación del suelo en la forma de nitratos (compuestos derivados del ácido nítrico y del amoníaco). El nitrógeno en combinación es constantemente tomado del suelo, y para preservar la fertilidad debe sulplirse el nitrógeno. Esto se hace dejando las materias orgánicas nitrogenosas descomponerse en el suelo, o bien añadiendo un *abono,* o sea una mezcla que contiene compuestos de nitrógeno.

Nitrificación.—Existen ciertas clases de bacterias que viven en el suelo y que tienen la propiedad de conservar el nitrógeno y producir efectos inmensamente importantes para la agricultura. Algunas de estas bacterias toman el amoníaco desprendido abundantemente por otras, y actúan la transformación de los nitratos, que se usan como abono. Otras clases de bacterias hacen todavía más, porque absorven el nitrógeno libre del aire y lo ponen en combinaciones apropiadas para las demás plantas superiores, que no pueden usar el gas puro. La nitrificación es un proceso que se opera constantemente en el suelo, y da por resultado la formación de depósitos vastísimos de nitratos, especialmente en la regiones desiertas y en los países tropicales.

La Atmósfera

¿Qué es el Aire?

La mayoría de los hombres está tan acostumbrada a juzgar las cosas por medio de los sentidos únicamente

que, porque el aire es invisible le atribuyen muy poco y lo consideran como la manifestación completa de la nada.—Roberto Boyle.

Estamos rodeados de un manto sutil, invisible y transparente de aire; y bien podría decirse que vivimos en un océano vastísimo de aire de igual manera que los peces viven en el fondo del mar. No podemos comúnmente ver, probar ni sentir el aire; y comparativamente muy pocos de entre nosotros tienen una idea precisa y correcta de lo que es el aire. Muchos de los filósofos antiguos aun dudaron de la materialidad del aire, y negaron su peso. La existencia del aire se hace manifiesta a los sentidos sólo cuando ofrece resistencia a los movimientos rápidos y cuando el aire en si mismo está en movimiento. El viento es aire en movimiento; y sabemos muy bien que tiene la energía suficiente para propeler los barcos de vela, para poner en movimientos los molinos y para destrir las obras del hombre, cuando se torna en un ciclón.

Todos los sólidos y líquidos conocidos hasta hoy poseen dos atributos: el peso y la extensión en el espacio, que parecen ser cualidades permanentes y esenciales *de todas las classe de la materia;* de modo que las otras propiedades de los cuerpos como el color, el olor, etc., son atributos secundarios o accidentales, porque son características sólo *de ciertas formas específicas de la materia.* La cuestión de que si el aire era o no una forma de la materia, permaneció por siglos indecisa, porque la repuesta estaba naturalmente basada en las siguientes preguntas: ¿Ocupa espacio el aire? ¿Tiene peso el aire?

¿Ocupa Espacio el Aire?

Los filósofos griegos antiguos no fueron muy amigos del conociniento obtenido por la observación y la experimentación; y parece que habiéndose sentido muy orgullosos de su intelectualidad superior, se abstuvieron intencionalmente de comparar la verdad de sus congeturas acerca

de las cosas naturales con los hechos exactos. Consiguientemente no es cosa muy común encontrar la observación experimental en sus voluminosos escritos. Anaxágoras, que floreció 500 A. C., fué excepcional en haber usado dos experimentos como base en su argumento para probar la materialidad del aire. El dice: (1) "Que una vejiga inflada resiste la compresión; y (2) que el interior de un vaso de vidrio invertido dentro del agua permanece completamente seco." Y debió haber añadido que este fenómeno no resulta así, a menos que *algo* dentro del vaso evite la entrada del agua. Hero de Alejandría, que vivió en 117 A. C., menciona un experimento análogo al anterior para probar que el aire es material. La idea del experimento de Hero se puede ilustrar como sigue: si se introduce un tubo cilíndrico de vidrio abierto en ambas extremidades dentro del agua, manteniendo cerrada con el dedo la abertura superior, se notará que el agua asciende muy lentamente dentro del tubo; pero tan pronto como se destapa, el agua asciende rápidamente, debido a que el aire del interior del tubo ha sido forzado a salir, como se prueba fácilmente colocando la palma de la mano sobre el tubo. Otro experimento con el mismo fin, es el siguiente: si se coloca una botella destapada dentro del agua, se notará que a medida que el agua asciende, el aire se escapa en burbujas del interior de la botella. Estos experimento pueden ser multiplicados infinitamente, y todos tienden a confirmar la conclusión siguiente: EL AIRE ES UNA SUBSTANCIA QUE OCUPA EL ESPACIO.

¿Tiene Peso el Aire?

Aristóteles (400 A.C.), otro famoso filósofo friego, *afirma* que el aire tiene peso; y cree haber probado este hecho al decir que—una vejiga pesa menos "vacía" que "inflada" de aire. A menos que el aire estuviera comprimido en el experimento de Aristóteles, la vejiga debió haber pesado lo mismo tanto "inflada" como "vacía," porque

el aire no pesa nada pesado en el aire. Consiguientemente se dudó de la veracidad de Aristóteles, porque otros experimentadores trataron en vano de realizar el mismo experimento. Entre los últimos podemos mencionar a Simplicio, quien dice: que cierta cantidad de humedad de la respiración debió haberse condensado cuando Aristóteles infló la vejiga; y que Aristóteles pesó esta humedad condensada y no el aire.

Esta cuestión fué resuelta definitivamente por Galileo, en 1632; quien fué el primero en demostrar que *el aire es una substancia que tiene peso.* Galileo probó conclusivamente que un globo de cobre lleno de aire pesa menos que lleno de aire comprimido. Después de la invención de la bomba neumática por Otto von Guericke, en 1650, ha sido comparativamente fácil encontrar el peso actual de un volumen conocido de aire. Actualmente, basados en los experimentos más exactos, sabemos que en las condiciones normales, 1000 cm.^{3}, de aire seco pesan 1,293 gramos. Por consiguiente: *el aire igual que las demás formas de la materia ocupa el espacio y tiene peso.*

Composición del Aire.—Las proporciones ordinarias de los constituyentes principales del aire son las siguientes:

COMPOSICIÓN

	En vols:	En peso:
Nitrógeno	78,06	75,5
Oxígeno	21,00	23,2
Argón	0,94	1,3
Dióxido de carbóno	0,04	0,05

Otras substancias raras también se encuentran en cantidades muy pequeñas; pero en el término AIRE, incluímos sólo el nitrógeno, oxígeno y el argón. Las cantidades relativas de éstos son casi constantes, excepto en las ciudades, y lugares mal ventilados.

Pruebas de que el Aire es una Mezcla.—El aire debe ser considerado como una mezcla más bien que como un compuesto, por las razones siguientes:

(1) La composición del aire no es absolutamente uniforme. Esto, como sabemos, no está de acuerdo con la ley de las proporciones exactas. Si bien es verdad que las diferencias en su composición son muy ligeras, sin embargo, son mucho más grandes que las encontradas en cualquier compuesto químico.

(2) Cuando los varios componentes del aire se mezclan en las proporciones encontradas en el aire atmosférico no hay reacción alguna que evidencie la acción respectiva. Hemos encontrado que cuando se efectúa un cambio químico, hay siempre una alteración consiguiente en la temperatura causada ya por la absorción o bien por el desprendimiento de calor. Hay también otros cambios en la energía, tales como la pruducción de la luz y el sonido (explosiones) que acompañan comúnmente a todo cambio químico, o reacción. Y puesto que no se observa ninguno de estos efectos en el caso del aire, no hay reacción alguna.

(3) Si se permite el pase del aire a través de una menbrana se observa que el nitrógeno siendo más liviano que el oxígeno pasa primero. Ahora bien, si estos elementos estuvieran en combinación molecular pasarían con la misma velocidad.

(4) Cuando se enfría el aire bajo presión encontramos que el argón y el oxígeno se licuan antes que el nitrógeno; y si se evapora el aire líquido, el nitrógeno se vaporiza más rápidamente que el oxígeno. Si el aire fuera un compuesto tendría un punto de ebullición definido al cual se evaporaría inalterado.

(5) Cuando se pone el aire en contacto con el agua, el nitrógeno y el oxígeno se disuelven en la proporción de 63:34; nientras que al tratarse del aire atmosférico la proporción es cerca de 5:1 por volumen.

El movimiento molecular de los gases y de los vientos sirve para mantener la composición de la atmósfera practicamente constante. Las condiciones locales pueden afectar ligeramente su composición, especialmente en los lugares ventilados pobremente; pero, sin embargo, la can-

tidad total del aire es tan grande—15 libras sobre cada pulgada cuadrada—que aún en las grandes ciudades no se observa ningún efecto apreciable en la composición de la atmósfera.

Vapor de Agua del Aire.—El aire tiene siempre cierta cantidad de vapor de agua procedente de la evaporación de la misma, y esta cantidad aumenta generalmente con la temperatura. El vapor de agua del aire, al enfriarse, se condensa y cae a la tierra en forma de lluvia, etc. El aire de las regiones desiertas aun cuando es cálido está seco, porque antes de ser calentado pasa sobre las regiones montañosas frías y pierde su humedad.

La cantidad de agua que tiene el aire, relativa a la cantidad necesaria para saturarlo bajo ciertas condiciones dadas, se conoce con el nombre de *humedad relativa.* Ésta es alta cuando el aire está casi saturado, y baja cuando está casi seco. Cuando el aire está caliente y húmedo, es salitroso y muy molesto; cuando está medio saturado es confortable, y cuando está frío y húmedo es muy desabrído y molesto.

Ciclos del Dióxido de Carbono y del Nitrógeno.—El aire contiene siempre dióxido de carbono en cantidades muy pequeñas. El aire normal tiene cerca de 4 partes por cada 10,000. Esta proporción puede llegar a subir hasta 1% en una habitación muy poblada. El aire recibe constantemente el dióxido de carbono de las exhalaciones de los animales y de la combustión; pero como las plantas lo toman inmediatamente, la proporción es casi constante Las cantidades pequeñas de dióxido de carbono del aire son suficientes para el crecimiento de las plantas.

Los animales toman el oxígeno del aire, y las plantas a su vez lo reponen; por lo tanto, los animales y las plantas mantienen la composición de la atmósfera prácticamente constante.

El nitrógeno removido del aire, para formar los compuestos solubles del suelo, es tomado por las plantas y convertido en las materias proteicas. Estas substancias son la fuente del protoplasma de los animales. Y siendo

muy inestables, se descomponen durante la vida de las plantas y de los animales y después de su muerte; y finalmente el nitrógeno completa su vuelta hacia el aire.

Otros Constituyentes del Aire.—El aire contiene además otros materiales en cantidades pequeñisinas como el argón y el helio, o sean los gases inertes (cerca de 1%), trazas de amoníaco, compuestos de azufre y partículas finísimas de polvo, que dependen de las condiciones locales y que muchas veces producen efectos climatológicos. Las partículas de polvo incluyen una variedad muy grande de diversos materiales inorgánicos. Las partículas orgánicas incluyen el polen y los esporos de las plantas, los gérmenes y bacterias de las enfermedades e infinidad de otras muchas substancias.

Los Gases Inertes

Descubrimiento del Argón.—El descubrimiento e investigación de los gases inertes del aire, han suministrado uno de los capítulos más brillantes e interesantes en la historia de la Química. En 1892 Rayleigh, científico inglés, notó que el nitrógeno del aire era muy ligeramente más pesado que el obtenido de los compuestos nitrogenosos. Esto indicaba que el supuesto nitrógeno puro del aire contenía algún otro gas más pesado y que había permanecido ignorado, a pesar de los estudios cuidadosos de la atmósfera, por más de un siglo.

Una cantidad muy pequeña de este gas, hasta entonces desconocido, fué obtenida por Ramsay, químico inglés, quien habiendo pasado el nitrógeno del aire sobre magnesio caliente, éste se combinó con el nitrogeno formando el nitrito de magnesio, un sólido amarillento. Este método dió sólo ligeras trazas del nuevo gas; y otro más apropiado fué luego inventado per Lord Rayleigh. Pero aun este método era muy lento y requería muchas precauciones para lograr una cantidad pequeñísima del nuevo material.

La nueva substancia constituía cerca de 1% del aire. Es una cuarta parte más pesado que el oxígeno y más

de una tercera parte que el nitrógeno. Todas las tentativas para hacer entrar este gas en combinación química, fueron vanas; y por lo tanto, se le dió el nombre de *argón,* que quiere decir inactivo.

Eliminación de los otros Gases Inertes.—Ciertas irregularidades en las propiedades del argón condujeron a Rayleigh y a Ramsay a suponer que este nuevo gas no era puro en sí mismo. Por medio del aire líquido el argón obtenido de la atmósfera fué licuado; y a la temperatura baja lograda, fueron llevadas a cabo repetidas y fraccionales evaporaciones. El argón se encontró que tenía cantidades diminutas de otros gases inertes. Dos de estos se lograron separar usando únicamente la temperatura extremadamente baja y posible con el hidrógeno líquido. Tres de estos nuevos gases inertes recibieron nombres que traen a la mente la larga y desconcertante investigación de que fueron objeto. *Neón:* nuevo; *Zenón:* extranjero y *Kriptón:* escondido. Además de estos tres gases se encontraron trazas de helio, que se suponia existia sólo en el sol.

Propiedades.—El neón, zenón y kriptón, se parecen íntimanente al argón; pero cada uno de ellos posee su *espectro característico,* y todos, exceptuándose el neón, un *punto de ebullición* muy bajo y *definido.*

Por lo tanto: eran elementos y formaron un grupo relacionado íntimanente con el argón. Ciertas consideraciones nos inducen a sospechar que la molécula de cada uno de estos elementos consta de un sólo átomo. Su inactividad con relación a las combinaciones químicas, explica por que no se han encontrado compuestos que los contengan, y la razón para que fuesen notados hasta hace muy poce tiempo.

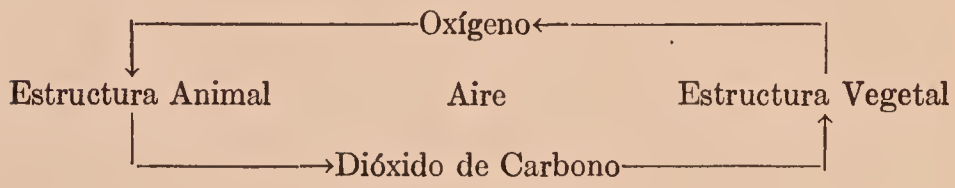
Helio.—Lockyer advirtió que ciertas rayas en el espectro solar no correspondian con ninguno de los elementos conocidos en la tierra; y pensó que existía en cantidades grandes en el sol. En 1895 Ramsay, buscando las fuentes del argôn examinó los gases desprendidos de ciertos minerales raros, como la clevita, al ser calentados. En algunos casos se obtuvo un gas que daba un espectro muy

idéntico al del elemento del sol, y se le llamó *helio*. Este nuevo elemento ha sido después encontrado en ciertas aguas de algunas fuentes minerales y existe, además, en cantidades diminutas en la atmósfera.

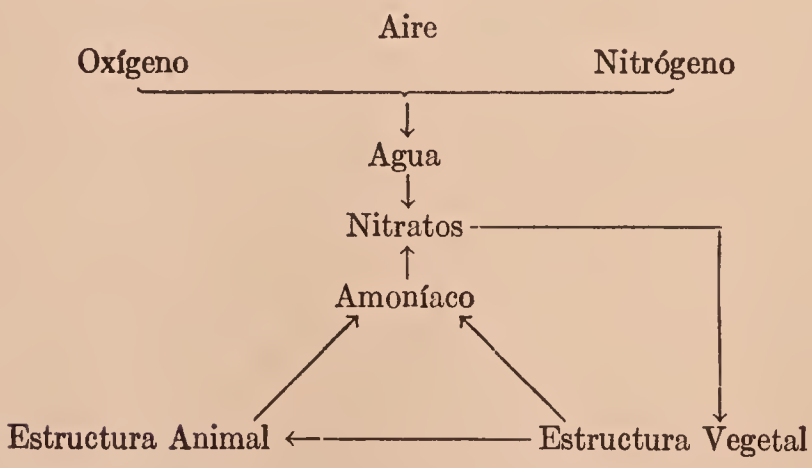
El helio es un gas muy liviano, siendo sólo dos veces más pesado que el hidrógeno. En sus propiedades se parece al argón, y ha sido clasificado con los demás gases inertes.

Las investigaciones más recientes han probado que el helio resulta de la descomposición del radio, que se suponía era un elemento.

CICLO DEL CARBONO OXIGENADO



CICLO DEL NITRÓGENO



CAPÍTULO XX

COMPUESTOS DE NITRÓGENO

Compuestos de Nitrógeno e Hidrógeno.—Entre estas substancias la más comúnmente conocida es el amoníaco NH_3. Curtius, descubrió en 1889, la hidrozina N_2H_4; y en 1890, el ácido hidrozoico HN_3. Lossen, descubrió en 1865, la hidroxilamina $HONH_2$, que es muy parecida al amoníaco en su proceder químico.

Amoníaco NH_3

El amoníaco es muy interesante, comercialmente, porque se usan cantidades muy grandes de amoníaco líquido en la refrigeración, en la fabricación del carbonato de soda, y finalmente porque sus compuestos se emplean como abono.

Historia.—El amoníaco fué conocido por los primeros químicos; y Geber describe la preparación del cloruro de amonio: calentando la orina con la sal gema. El cloruro de amonio era primeramente traido a Europa del Egipto, donde se preparaba del "hollín" obtenido al quemar el estiercol de los camellos. El nombre de amoniaco parece que tiene alguna conexión con el del dios del sol—Ra Ammon; y las sales de amoníaco deben haber sido conocidas desde muy temprano por los sacerdotes egipcios. El término *sal ammoníaco* fué uno de los nombres dados primeramente al cloruro de amonio; y el equivalente, *sal armoniacum,* que aparece en la traducción de los escritos de Geber, y que se usó después, fué probablemente un error ortográfico, porque el termino "sal de Armenia"—*sal armoniacum*—se aplicaba tanto a la sal de cocina como al carbonato de sodio nativo. S. Hales (1727) notó que al

calentar la cal viva con la sal de ammoníaco en una retorta arreglada para recoger el gas sobre el agua, no resultaba gas alguno; y por el contrario el agua era absorvida dentro de la retorta. Y finalmente cuando J. Priestly, en 1774, hizo el experimento con una artesa de gas de mercurio, obtuvo el gas de amoníaco, que él llamó "aire alcalino."

Formación Natural.—El protoplasma es el constituyente más importante de todos los organismos vivientes, y es una substancia muy compleja que contiene carbono, hidrógeno, oxígeno y otros elementos más. Cuando las plantas y los animales mueren y la descomposición da principio, el protoplasma se descompone rápidamente en compuestos más simples. El nitrógeno se une con el hidrógeno formando el gas de amoníaco, cuya molécula consta de un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno. La fórmula del amoníaco es como sigue: NH_3.

Preparación.—El gas de amoníaco se prepara en el laboratorio calentando el cloruro de amonio con un álcali, comúnmente el hidrato de calcio. Esta reacción se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3$$

El gas se recoge generalmente en una botella con el desplazamiento del aire. La disolución se prepara pasando el gas sobre el agua.

La fuente principal para la preparación del amoníaco del comercio, es la destilación del carbón de piedra. En Honduras, el carbón de piedra se ha desenbierto en varias localidades, y sería una fuente inagotable de riqueza nacional su destilación con tal propósito.

Amoníaco Sintético.—La Compañia Radische está ahora fabricando el amoníaco en gran escala, para la preparación de los explosivos, por medio de la unión directa del nitrógeno con el hidrógeno:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + 2 \times 12{,}200 \text{ caloriós}$$

La unión se efectúa a una temperatura baja; y por otra parte, es reversible y exotérmica, y el amoníaco se descompone casi completamente a los 700 grados (Ley de Van't Hoff).

Y es necesario usar una temperatura más baja y un agente de contacto—como el hierro preparado especialmente—para precisar la acción. Aun entonces la reacción va acompañada de una disminución en el volumen (4 vols. = 2 vols.), y es ayudada usando los gases bajo una presión de 185–200 atmósferas (Ley de La Chatelier). A los 500 grados, con todas estas condiciones, se logra la combinación de un 8% de los gases. El amoníaco se disuelve en el agua; y los gases incombinados restantes se someten de nuevo a la misma operación.

El hidrógeno se obtiene por medio de uno de los métodos comerciales, y el nitrógeno, del aire líquido.

Propiedades Físicas.—El amoníaco es un gas incoloro, con un olor muy característico, más liviano que el aire y excesivamente soluble en el agua. Un volumen de agua a 0 grado mantiene en disolución más de 1000 volúmenes del gas; y a la temperatura ordinaria, cerca de 700 volúmenes. Esta disolución se conoce con el nombre de "agua amoniacal" o hidrato de amonio. Al ser calentada, o expuesta al aire libre, despide el amoníaco. Este gas puede ser licuado muy fácilmente; a la temperatura ordinaria se necesitan sólo 4,5 atmósferas.

Propiedades Químicas.—El amoníaco, seco y puro, no es una substancia muy activa, y no es fácilmente combustible en el aire; pero sí arde en el oxígeno. Cuando se pasa el amoníaco sobre el óxido de cobre caliente, se obtiene el agua y el nitrógeno:

$$2NH_3 + 3CuO = 3Cu + 3H_2O + N_2$$

La propiedad química más importante del amoníaco es su *carácter básico en la disolución acuosa.* Esta disolución que es muy común e incorrectamente llamada amoniaco, cambia el papel de tornasol rojo en azul, neutraliza los

ácidos y conduce la electricidad. Cuando se neutraliza con el ácido clorhídrico, se forma una sal cuya composición se representa por medio de la formula NH_4 Cl. Sales similares se forman con los demás ácidos:

$$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O$$

$$2NH_4OH + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

Radical de Amonio.—Por tanto podemos asumir la existencia de yones NH_4^+, y OH^- en la disolución de amoníaco. El grupo NH_4 se conoce con el nombre de radical de amonio.

Y la disolución entonces contiene hidrato de amonio, NH_4OH. Se encuentra un número muy grande de sales de amonio; pero el amonio no ha sido obtenido jamás en el estado libre.

Las sales de amonio reaccionan similarmente que los compuestos de sodio y de potasio; y pueden ser consideradas como substancias en que el grupo de átomos NH_4 (radical de amonio) actúa igual que un átomo de hidrógeno o de potasio. De igual manera que el cloruro de potasio se disocia en los yones de K^+ y de Cl^-, el cloruro de amonio NH_4 Cl da los yones de NH_4^+ y de Cl^-. Cuando se pasa una corriente eléctrica sobre la disolución de cloruro de amonio, se esperaría la formación del amonio y del cloro, puesto que estos serían los yones formados. Sin embargo, el cloro desprendido alrededor del ánodo reacciona con la sal de amonio de la disolución y forma el ácido clorhídrico y el nitrógeno. Alrededor del cátodo el yon NH_4^+, al descargarse, se descompone en amoníaco e hidrógeno; y el primero se disuelve inmediatamente en el agua. Las ecuaciones de la electrolisis son las siguientes:

$$6NH_4Cl = 6NH_4 + 3Cl_2$$

$$6NH_4 + 6H_2O = 6NH_4OH + 3H_2$$

$$3Cl_2 + 2NH_4Cl = SHCl + N_2$$

De modo que, por medio de la electrolisis, obtenemos una parte de nitrógeno y tres de hidrógeno.

Hidrozina N_2H_4.—El hidrato se obtiene con la reducción de un compuesto de óxido nítrico y sulfito de potasio, por medio de la amalgama de sodio:

$$K_2SO_3, 2NO + 3H_2 = K_2SO_4 + N_2H_4, H_2O$$

Cuando se destila el hidrato de hidrozina con el óxido de bario, bajo una presión reducida, se desprende la hidrozina:

$$N_2H_4, H_2O + BaO = N_2H_4 + Ba(OH)_2$$

El hidrato de hidrozina se congela a los 40 grados bajo cero. La disolución acuosa es alcalina y forma con la neutralización las sales respectivas.

Ácido Hidrozoico, HN_3.—Cuando se pasa el óxido nitroso sobre la *sodamida,* a los 200 grados, se desprende el agua y queda el hidrozoato de sodio:

$$NH_2Na + N_2O = NaN_3 + H_2O$$

La disolución diluída del ácido libre se obtiene mejor destilando la sal de plomo con ácido sulfúrico diluído.

El ácido puro (p. d. e. 37,°) es muy violentamente explosivo, y se descompone en nitrógeno e hidrógeno, desarrollando un calor muy intenso:

$$2HN_3, \text{acuoso} = H_2 + 3N_2 + \text{acuoso} + 2 \times 61{,}600 \text{ caloríos}$$

Compuestos Halógenos de Nitrógeno.—Cuando se trata la disolución de cloruro de amonio con un exceso de cloro, se forman gotas de un líquido aceitoso llamado TRICLORURO DE NITRÓGENO: $3\ Cl_2 + NH_4Cl = 4HCl + NCl_3$. Esta substancia es extremadamente explosiva, y se descompone en sus constituyentes correspondientes, desarrollando también un calor intensísimo.

Cuando una disolución de yodo en otra de yoduro de potasio se añade al amoníaco acuoso, se forma un precipitado castaño. Este parece que tiene la composición siguiente: NH_3 NI_3; y se llama YODURO DE NITRÓGENO. Puede ser manipulado en el estado húmedo; y en seco al ser tocado con una pluma se decompone en sus constituyentes correspondientes con una explosión muy violenta.

Usos del Amoníaco.—Sus usos más importantes son en la refrigeración y en la preparación del agua amoniacal. Cuando se licúa un gas, el calor se desprende; y cuando el liquido vuelve al estado gaseoso, el calor es absorvido. En la fabricación del hielo el amoníaco se licúa comprimiéndolo por medio de bombas poderosísimas, y después el amoníaco líquido se condensa pasándolo sobre tubos de agua fría. Para evitar su evaporación se pasa por los tubos del aparato respectivo. El gas es absorvido por medio de bombas aspirantes, condensado y usado de nuevo. Los tubos en los cuales tiene lugar la evaporación están sumergidos en una disolución fuerte de sal de cocina, que al suministrar el calor para la evaporación, se enfría hasta un punto más bajo que el punto de hielo del agua. Y las latas llenas de agua se colocan en la salmuera fría, con lo que se logra la congelación del agua en 24 o 36 horas.

La importancia del agua amoniacal consiste en su poder para disolver las substancias grasosas. Sus propiedades básicas se usan también en el laboratorio, cuando se necesita un álcafi volatil. Grandes cantidades de amoníaco se usan en la preparación del carbonato de sodio por medio del proceso de Solvay.

CAPÍTULO XXI

ÓXIDOS Y ÁCIDOS OXIGENADOS DEL NITRÓGENO

Los nombres y fórmulas de los óxidos y ácidos oxigenados del nitrógeno son los siguientes:

Óxido Nitroso N_2O	—Ácido Hiponitroso $H_2N_2O_2$
Óxido Nítrico NO	
Anhídrido Nitroso N_2O_3	—Ácido Nitroso HNO_2
Tetróxido de Nitrógeno N_3O_4 o NO_2	
Anhídrido Nítrico N_2O_5	—Ácido Nítrico HNO_3

Todos estos óxidos son compuestos *endotérmicos;* sin embargo, con excepción del tercero y del último, son todos estables relativamente. Los ácidos al ser despojados del agua dan los óxidos colocados opuestamente en la lista anterior. Los anhídridos, a la inversa, forman los ácidos respectivos, con excepción del óxido nitroso. Todas estas substancias se preparan directa o indirectamente del ácido nítrico—anhídrido nítrico, removiendo el agua, o bien por la reducción. Por consiguente, estudiaremos primero el ácido nítrico y sus propiedades.

Ácido Nítrico HNO_3

Historia.—Aun cuando los alquimistas conocieron y valuaron el ácido nítrico, su composición era un misterio hasta que Lavoisier, en 1776, demostró que contenía oxígeno y muy probablemente nitrógeno. El nombre dado al ácido nítrico por los alquimistas fué el de "agua fuerte," debido a su gran actividad química. Ellos lo

preparaban calentando una mezcla de nitrato de potasio, sulfato de cobre y aluminato de sulfato de potasio. Las dos últimas de estas substancias contienen agua de cristalización y dan el hidrógeno necesario del ácido. La composición exacta del ácido nítrico fué determinada por Cavendish en 1784–1785, pasando chispas eléctricas sobre una mezcla de oxígeno e hidrógeno en presencia del agua, o de la potasa cáustica. Este mismo hecho había sido observado, pero no explicado por Priestly.

Preparación.—El ácido nítrico se prepara en el laboratorio calentando el ácido sulfúrico concentrado y un nitrato, comúnmente el nitrato de sodio o de potasio. El cambio químico a una temperature baja, se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 = HNaSO + HNO_3$$

Pero cuando la temperatura es más alta y hay un exceso de nitrato, la ecuación es como sigue:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

Sin embargo, una temperatura elevada descompone una parte del ácido nítrico; y consiguientemente no se hace uso de ella.

Propiedades Físicas.—El ácido nítrico es un líquido móvil e incoloro (g.e. 1,52) que hierve a los 80 grados. Sus vapores fumigan fuertemente en contacto con el aire húmedo. La disolución acuosa contiene cerca de un 68% del ácido, y hierve a los 120,5 grados. El ácido nítrico, tal como es ordinariamente preparado, contiene considerable cantidad de agua; y es amarillo debido a la presencia de los óxidos de nitrógeno que contiene disueltos, y que resultan de la descomposición del ácido con el calor usado en su preparación. Es muy usual el destilar el ácido en un aparato en que la presión es menor que la de la atmósfera.

Propiedades Químicas.—El comportamiento químico del ácido nítrico es interesantísimo. Generalmente su acción no es muy simple. Esto es debido a que el ácido nítrico posee dos características químicas distintas, y que ambas las muestra en un grado muy marcado.

Primero: es un ácido muy fuerte, debido a que está extremadamente disociado en yones al ser disuelto en el agua, aun en la disolución concentrada. Los yones de hidrógeno, estando presentes en cantidades muy grandes, producen todas las acciones que son características de los ácidos, tales como la formación de las sales con las bases y la transmisión de la carga eléctrica del yon hidrógeno para formar los yones metálicos cuando el ácido es puesto en contacto con un metal.

Y segundo: el ácido nítrico es un agente de oxidación poderosísimo. Esto se puede demostrar de diferentes maneras: el carbón de leña arde en el ácido nítrico; la crín se enciende al ser puesta en contacto con este ácido en el estada gaseoso, y las materias colorantes de los tejidos de lana y de algodón son rápidamente destruidas con el ácido nítrico.

Productos de la Reducción.—Cuando el ácido nítrico hace efectos de agente de oxidación, se reduce en sí mismo, y los productos formados dependen de las diversas condiciones, particularmente de la temperatura y del grado de dilución del ácido. Cuando el ácido está moderadamente diluído y actúa a las temperaturas ordinarias, el producto de reducción más común es el óxido nítrico. Del ácido nítrico concentrado se obtiene una cantidad muy grande de peróxido de nitrógeno. Del ácido nítrico diluído extremadamente los productos de reducción pueden ser el óxido nitroso, el hidrógeno, y hasta el amoníaco. Por lo dicho se comprenderá que mientras más diluído está el ácido más extremada será la reducción. Adviértase que esto no quiere decir que mientras más diluído está el ácido mayor será su poder como agente de oxidación; por el contrario, ello es debido a que el ácido nítrico concentrado es un agente de oxidación tan

poderoso, que los productos de reducción extremados no se escapan del ácido sin haber sido antes oxidados hasta cierto grado.

Como debe esperarse por el hecho de ser un agente de oxidación tan poderoso, el ácido nítrico es una substancia algo inestable, y tiende a dar una parte de su oxígeno para formar otras substancias más estables. Esto se observa bajo la influencia de la luz, o más fácilmente si hay alguna substancia oxidable.

Acción con los Metales.—El ácido nítrico actúa con muchos de los metales, pero debido a la dualidad de su carácter químico, no actúa con ellos del mismo modo que los demás ácidos. El hidrógeno es muy raramente desprendido en la acción del ácido nítrico sobre los metales. Los gases desprendidos en tales casos son los productos de la reducción del ácido nítrico.

La acción sobre el cobre del ácido nítrico diluído moderamente, se puede tomar como tipo de su acción sobre los metales pesados como la plata, el mercurio y el plomo. El experimento nos demuestra que los productos de esta acción son el nitrato de cobre, el óxido nítrico y el agua:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Esta ecuación representa los resultados de una acción que tiene lugar en dos partes. Es muy probable que como resultado de la parte primera de la acción, haya una tendencia a desprender el hidrógeno, según puede verse en la ecuación siguiente:

$$Cu + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H$$

Pero el hidrógeno naciente es inmediatamente oxidado con el ácido nítrico:

$$2H + HNO_3 = 2H_2O + NO$$

Y como resultado final de estas acciones se obtienen los productos mostrados en la ecuación primera.

Balancear las ecuaciones de esta naturaleza, que envuelven oxidación y reducción, es una tarea algo difícil, y sería más conveniente por tanto recordar los números 3 y 8 en esta reacción.

Cuando el ácido nítrico concentrado actúa sobre el cobre, se forma el peróxido de nitrógeno en cantidad considerable, lo mismo que cierta cantidad de óxido nítrico:

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

Cuando el ácido nítrico muy diluído actúa sobre el zinc, o los metales parecidos, el nitrógeno del ácido es reducido en amoníaco, y después se combina con más ácido para formar el nitrato de amonio:

$$4Zn + 10HNO_3 + 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

El ácido nítrico no actúa sobre el platino.

Usos.—El ácido nítrico disuelve la plata, pero no actúa sobre el oro; por tanto, se usa muchas veces para separar estos dos metales. Su uso principal depende de su habilidad para formar sales inestables con las bases orgánicas (compuestos que contienen hidrógeno y carbono). Dos de estos productos son la nitroglicerina y la nitrocelulosa. El celuloide es una mezcla de nitrocelulosa y de alcanfor.

El Agua regia es una mezcla de ácido nítrico y de ácido clorhídrico. Esta substancia disuelve el oro y el platino. El hecho de que la mezcla de estos dos ácidos haga lo que cada uno de ellos por sí solo no puede, se explica por el desprendimiento del cloro en el estado naciente en la interacción de los dos ácidos. El hidrógeno del ácido clorhídrico es oxidado por el ácido nítrico:

$$3HCl + HNO_3 = 3Cl + 2H_2O + NO$$

El ácido nítrico se usa también en la fabricación de muchas tinturas y drogas.

Nitratos.—Las sales formadas por la substitución del hidrógeno del ácido nítrico, se llaman nitratos. Los nitratos de sodio y de potasio son los únicos que se encuentran en la Naturaleza en cantidades considerables. El nitrato de potasio (salitre ordinario), se prepara de un modo análogo a aquel por el cual se obtiene en la naturaleza. Las materias animales, que contienen nitrógeno, se descomponen bajo la influencia de ciertos organismos diminutos; y el nitrógeno da los nitratos. El suelo toma el carbonato de potasio resultante de esta acción.

El nitrato de sodio se encuentra en cantidades enormes en Chile. El ácido nítrico se obtiene del nitrato de sodio. Debido a su gran abundancia, el nitrato de sodio es más barato que el nitrato de potasio. La reacción siguiente tiene lugar con una disolución concentrada:

$$NaNO_3 + KCl = KNO_3 + NaCl$$

La reacción anterior se usa para preparar el nitrato de potasio que, como hemos dicho antes, es más caro. Esta substancia se usa extensamente en la fabricación de la pólvora. El nitrato de sodio no se usa con tal propósito, por ser ligeramente delicuescente.

Preparación de los Nitratos.—Los nitratos, igual que las sales de los otros ácidos comunes, pueden ser preparados en el laboratorio por medio de métodos muy sencillos:

(a) Por la acción del ácido nítrico sobre los metales:

$$3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$$

Debe recordarse que el hidrógeno es muy raramente uno de los productos de la acción del ácido nítrico sobre los metales.

(b) Por la acción del ácido nítrico sobre los óxidos y los hidratos de los metales:

$$ZnO + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$$

(c) Por la acción del ácido nítrico sobre las sales que dan productos volátiles:

$$ZnCO_3 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + CO_2 + H_2O$$

Los nitratos no pueden ser preparados con la precipitación, porque son solubles en el agua. Este mismo hecho impide su examen analítico por medio de la precipitación.

Examen de los Nitratos.—El examen del yon NO_3 depende del poder oxidante del grupo NO_3. La substancia que se desea examinar se mezcla con una disolución de sulfato ferroso, y después se añade el ácido sulfúrico para formar una capa debajo de la disolución mezclada. El ácido nítrico oxida el sulfato ferroso; y la vez, se forma el óxido nítrico NO, como un producto de la reducción. Este se combina con una parte del sulfato ferroso inalterado, y produce un compuesto inestable muy característico (cuya fórmula es probablemente, $2FeSO_4$ NO), que aparece como un anillo castaño oscuro en la línea de contacto del ácido sulfúrico y de la disolución anterior.

El calor descompone todos los nitratos. Las sales de sodio y de potasio, al ser calentadas dan oxígeno y se convierten en nitritos. Otros nitratos dan peróxido de nitrógeno y el óxido del metal respectivo.

Explosivos.—Ciertos compuestos del nitrógeno que contienen carbono, oxígeno e hidrógeno, son tan inestables que se descomponen al menor choque y forman productos gaseosos. Por tal razón estos compuestos son explosivos muy poderosos. La nitroglicerina y la nitrocelulosa son compuestos de esta clase. La primera se prepara tratando la glicerina, una base orgánica, con la mezcla del ácido nítrico y del sulfúrico. El ácido sulfúrico sirve para absorver el agua que resulta con la acción de las dos otras substancias:

$$C_3H_5(OH)_3 + 3HNO_3 = C_3H_5(NO_3)_3 + 3H_2O$$

La molécula de la nitroglicerina es evidentemente muy

inestable y puede reconstruirse por si misma en otra molécula más estable bajo el impulso del choque. La dinamita es una mezcla de ciertos materiales inertes y de nitroglicerina.

La nitrocelulosa se prepara tratando las fibras de algodón (celulosa) con una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico. La celulosa, igual que la glicerina, es una base orgánica, y la nitrocelulosa, una sal muy inestable.

La pólvora sin humo es una variedad especial de nitrocelulosa. Además de los anteriores existen diversas clases de explosivos.

Óxido Nítrico y Tetraóxido de Nitrógeno

Preparación del Óxido Nítrico NO.—El óxido nítrico puro se obtiene añadiendo ácido nítrico a una disolución caliente de sulfato ferroso en ácido sulfúrico diluído, o bien de cloruro ferroso en ácido clorhídrico:

$$\text{(a)} \quad 2FeSO_4 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3(+2H) \times 3$$

$$\text{(b)} \quad (3H) + HNO_3 = NO + 2H_3O \times 2$$

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 = 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO$$

La primera ecuación parcial no tiene lugar a menos que haya un agente de oxidación, como el ácido nítrico. La multiplicación de las dos ecuaciones parciales por 3 y 2, respectivamente, es necesaria para que el hidrógeno, que ne es uno de los productos, pueda ser cancelado. Esta acción se usa para determinar la cantidad de ácido nítrico de una disolución, o de una mezcla de nitratos, midiendo el volumen del ácido nítrico desprendido.

Propiedades del Óxido Nítrico.—El óxido nítrico es un gas incoloro. En la forma sólida se derrite a los 167 grados bajo cero; y líquido, hierve a los 153,6 grados bajo cero. El óxido nítrico se disuelve muy ligeramente en el agua. La densidad del gas muestra que su forma es la siguiente:

NO; y no hay tendencia alguna para formar un polímero, como N_2O_2, aun a las temperaturas bajas.

Este gas es el óxido de nitrógeno más estable. Mantiene la combustión del fósforo; pero no la del azufre. Se une directamente con el oxígeno frío para formar el tetraóxido de nitrógeno:

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

El mismo resultado se obtiene cuando se trata con el ácido nítrico concentrado caliente:

$$NO + 2HNO_3 = 3NO_2 + H_2O$$

Preparación del Tetraóxido de Nitrogeno NO_2.—Esta substancia se obtiene calentando los nitratos de plomo o de cobre:

$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

Propiedades del Tetraóxido de Nitrógeno.—La peculiaridad más sorprendente de este gas consiste en el hecho de que caliente tiene un color castaño intenso; y frio es amarilo pálido. La densidad del gas castaño a los 140 grados, corresponde con la fórmula NO_2; y aquélla del gas amarillo a los 22 grados, con N_2O_4. Cuando la temperatura es más de 154 grados al pasar el gas castaño por tubos intensamente calientes, el color desaparece y se forman el óxido nítrico y el oxígeno. Con el enfriamiento se observa el fenómeno contrario:

$$2NO + O_2 = 2NO_2 = N_2O_4$$

Incoloro. Castaño. Incoloro.

Puesto que el tetraóxido de nitrógeno da más fácilmente el oxígeno que el óxido nítrico, el fósforo arde mejor en el primero. Debido a su poder de oxidación se usa para blanquear la harina. Su composición es intermediaria

entre la de los anhídridos nitroso y nítrico; y disuelto en el agua *fría,* da tanto el ácido nítrico como el nitroso:

$$N_2O_4 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

Cuando hay una base en la reacción, se forma una mezcla de nitrito y nitrato del metal respectivo. Cuando el agua no está fría, el ácido nítroso síendo inestable, da el óxido nítrico y el ácido nítrico:

$$3NO_2 + H_2O \leftrightarrows 2HNO_3 + NO$$

Acido Nitroso. Hiponitroso. y los Anhidridos

Nitritos y Acido Nitroso.—Cuando se calientan los nitratos de potasio y de sodio pierden una unidad de oxígeno, y queda el nitrito respectivo:

$$2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2$$

Generalmente se añade plomo al nitrato derretido para ayudar en la remoción del oxígeno. El litargirio PbO formado queda como un residuo cuando el nitrito de sodio se disuelve para la recristalización.

Cuando se añade un ácido a la disolución *diluída* de un nitrito, se obtiene una disolución azul pálido, que contiene ácido nitroso HNO_2. Sin embargo, el ácido es muy inestables y se descompone calentando la disolución:

$$3HNO_2 = HNO_3 + 2NO + H_2O$$

Cuando una disolución *concentrada* de nitrito de sodio se acidula, el ácido nitroso se descompone inmediatamente y se escapa un gas castaño que contiene el anhídrido:

$$2H^{\pm} + 2NO_2^{-} \leftrightarrows 2HNO_2 \leftrightarrows H_2O + N_2O_3$$

Este proceder distingue los nitritos de los nitratos.

El ácido nitroso es un agente de oxidación muy poderoso:

$$2HI + 2HNO_2 \text{ (ó } H_2O, N_2O_3) = 2H_2O + 2NO + I_2$$

El ácido nitroso convierte también el índigo (añil) en isatina.

El ácido nitroso se usa mucho en la preparación de las tinturas orgánicas.

Anhídrido Nitroso N_2O_3.—El estudio de la densidad de este gas, resultante en la descomposición del ácido nitroso, muestra que en el estado gaseoso el anhídrido está casi enteramente disociado:

$$N_2O_3 \leftrightarrows NO + NO_2$$

Acido Hiponitroso. Oxido Nitroso N_2O.—El ácido hiponitroso es un sólido blanco. Disuelto en el agua forma un ácido muy débil. La disolución acuosa caliente se descompone lentamente, y da el óxido nitroso:

$$H_2N_2O_2 = H_2O + N_2O$$

No ha sido posible lograr la reversión de este cambio.

Oxido Nitroso.—Se prepara calentando lentamente el nitrato de amonio (explosivo), o bien una sal de amonio y un nitrato:

$$NH_4^+ + NO_3^- \leftrightarrows NH_4NO_3 = 2H_2O + N_2O$$

La solubilidad del óxido nitroso en el agua fría es muy considerable: a 0 grado, 130 volúmenes en 100; a los 25 grados: 60 en 100. El gas licuado hierve a los 89,8 grados bajo cero; y su tensión de vapor a los 20 grados es 49,4 atmósferas.

Mantiene la combustión del fósforo y del azufre tan intensamente cono el oxígeno. En ambos casos se forman los óxidos correspondientes, y se desprende el nitrógeno

libre. Sin embargo, el óxido nitroso no se combina con el óxido nítrico como el oxígeno. Los metales no se oxidan en el óxido nitroso, y la hemoglobina de la sangre no lo puede usar tampoco como fuente de oxígeno. Se emplea como anestésico en los casos de cirugia menor. Este gas causa un excitamiento nervioso, y por tal razón ha sido llamado "gas exhilarante." Davy, quíen hizo estudios muy detenidos acerca de las propiedades de esta substancia, escribió lo siguiente a uno de sus amigos: "Este gas aumentó las palpitaciones de mi pulso, me hizo bailar y reir en el laboratorio como loco, y desde entonces me ha invadido una alegría profunda." Debe advertirse que sus resultados son menos intensos.

CAPÍTULO XXII

ELEMENTOS DEL GRUPO NITRÓGENO.

Fósforo

El fósforo, el arsénico, el antimonio y el bismuto forman un grupo natural de elementos.

Historia.—Brand, comerciante y alquimista hamburgués, descubrió el fósforo en 1669, destilando los residuos de la evaporación de la orina, en sus empeños para encontrar la "piedra filosofal." Scheele lo preparó de las *cenizas de los huesos,* que contienen un 83% de fosfato de calcio.

Orígen.—Este elemento se encuentra en la naturaleza en la forma de fosfatos. El fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$, constituye una gran parte de la "roca de fostato" en Georgia, en La Florida, en las Carolinas y en Tennessee (Estados Unidos de Norte América); y en Algeria y Tunes. En el Canadá se encuentra un mineral muy conspicuo relacionado con el fosfato de calcio, llamado apatita $Ca_5\ F\ (PO_4)_3$. Algunos compuestos orgánicos de fósforo, como la lecitina, son constituyentes esenciales de los músculos, de los nervios y del cerebro. Entre los alimentos, la llema de huevo y los fríjoles ó judias contienen grandes proporciones de fósforo.

Relaciones Químicas del Fósforo.—El fósforo y sus compuestos tienen propiedades químicas muy semejantes a los del nitrógeno. Esto explica porque ambos son metaloides y tienen la misma valencia; es decir, tres y cinco. Por el momento será suficiente decir que ambos elementos dan compuestos de hidrógeno: NH_3, y PH_3, y óxidos de la forma X_2O_3, X_2O_4 y X_2O_5. El primero y el último de

estos óxidos forman ácidos; y por lo tanto, el fósforo forma ácidos correspondientes a los ácidos nitroso y nítrico.

Preparación.—El fósforo se prepara de las cenizas de los huesos, o de otros fosfatos. El fosfato se muele y se mezcla con ácido sulfúrico caliente en un recipiente y forma el ácido fosfórico, y el sulfato de calcio:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$$

El sulfato de calcio insoluble se separa de la disolución filtrándolo a través de coque. El ácido fosfórico (disolución) se concentra, y se seca pasándolo por coque:

$$H_3PO_4 = HPO_3 + H_2O$$

La masa carbonacea se destila después en retortas de arcilla, a una temperatura muy alta; y los productos son los siguientes: fósforo, hidrógeno y monóxido de carbono:

$$2HPO_3 + 6C = 6CO + 2P + H_2$$

Los vapores de fósforo se condensan en el agua; y se solidifican con el enfriamiento.

Actualmente se usa la estufa eléctrica para prepara el fósforo. El fosfato se mezcla con arena muy fina, coque o carbón de piedra y se introducen en la estufa eléctrica; el producto involátil, silicato de calcio, se asienta en el fondo, y los vapores de fósforo y de monóxido de carbono se pasan sobre agua; y se recojen:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P$$

Para purificar el fósforo se filtra de nuevo a través de las cenizas de los huesos.

Propiedades Físicas.—El fósforo, igual que el azufre, se presenta en diferentes formas alotrópicas. Preparado por los métodos anteriores es amarillo, translúcido y casi tan

blanco como la cera de las abejas, y con un olor muy característico, debido en parte al ozono formado con la acción del fósforo sobre el oxígeno del aire. Se derrite fácilmente en el agua; pero no se disuelve. El fósforo es soluble en el disulfuro de carbono. Cuando el fósforo amarillo se calienta a los 250 grados en un frasco cerrado, se vuelve *fósforo rojo;* éste es opaco e inodoro. El fósforo rojo no arde fácilmente y no se disuelve en el disulfuro de carbono. Esta forma es más densa y estable que la forma amarilla. El fósforo rojo se convierte en fósforo amarillo con la destilación.

Propiedades Químicas.—El fósforo amarillo arde a los 35 grados con una llama muy brillante, y forma nubes muy densas del óxido correspondiente:

$$P_4 + 5O_2 = 2P_2O_5$$

El fósforo da una luz o color sin llama en el aire húmedo; y se oxida lentamente. La facilidad con que arde hace del fósforo una substancia muy peligrosa. El fósforo amarillo debe ser siempre mantenido en agua. Las quemaduras que produce son muy dolorosas y cicatrizan con dificultad. Es muy venenoso, la inhalación de sus vapores produce una enfermedad incurable, caracterizada por ulceraciones en los máxilares.

El fósforo se combina fácilmente con el cloro, el yodo y el azufre.

El fósforo rojo es menos activo que el amarillo; arde con dificultad, y desarrolla menor calor. Todas sus acciones indican que la variedad roja tiene menos energía que la amarilla. En la conversión del fósforo amarillo en rojo hay un desprendimiento de calor, lo que prueba que el segundo es más estable.

Usos.—El fósforo se usa en cantidades pequeñas en medicina y en la fabricación de ciertos venenos; y su mayor parte se emplea en la fabricación de los fósforos o cerillas.

Fósforos o Cerillas.—En la fabricación de los fósforos ordinarios, inventados en 1827, las astillas o palillos son primeramente empapados cerca de media pulgada en una de sus extremidades en azufre derretido, o en parafina. La cabeza se compone frecuentemente de dióxido de plomo, que suple el oxígeno; una proporción muy pequeña de fósforo libre o de sulfuro de fósforo, que arde fácilmente con el frotamiento, y de destrina o cola. El uso del fósforo amarillo es prohibido por la ley en Suecia, Francia, La Gran Bretaña y Suiza. En los Estados Unidos de Norte América hay un impuesto de dos centavos por cada cien fósforos.

Los fósforos amorfos o de seguridad no arden tan fácilmente con el frotamiento. La cabeza se compone de clorato de potasio, un poco de azufre o de trisulfuro de antimonio (combustible), un poco de vidrio pulverizado para aumentar la frotación, y de cola. No arden sino frotándolos contra una tablilla o cartón cubierto de trisulfuro de antimonio, de fósforo rojo, de arena y cola. El frotamiento convierte un poco del fósforo rojo en vapor, que arde inmediatamente.

Fosfamina.—Se conocen tres hidruros del fósforo, y son los siguentes: la fosfamina PH_3 (gas); un hidruro líquido P_2H_4, que constituye probablemente el análogo de la hidrozina (N_2H_4) y un hídruro sólido P_4H_2.

La fosfamina PH_3, se forma lentamente con la acción del hidrógeno naciente (zinc y ácido clorhídrico a los 70 grados), sobre el fósforo amarillo. El gas se obtiene hirviendo el fósforo amarillo con la disolución de hidrato de potasio en un frasco que tenga un tubo de liberación. El hipofósfito de potasio se forma al mismo tiempo:

$$3KOH + 4P + 3H_2O = 3KH_2PO_2 + PH_3$$

El método más simple para preparar la fosfamina consiste en la acción del agua sobre el fosfuro de calcio:

$$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$$

La fosfamina es un gas incoloro, que se descompone fácilmente con el calor, dando los elementos respectivos. Es excesivamente venenoso; y por el contrario del amoníaco, insoluble en el agua; y no forma compuestos básicos correspondientes al hidrato de amonio, al ser puesto en contacto con el agua. Se asemeja al amoníaco en que se une con los haloides del hidrógeno. Se diferencia del amoníaco en que no se une con el oxígeno de los ácidos. La fosfamina actúa sobre las disoluciones de ciertas sales, precipitándo los fosfuros de los metales correspondientes:

$$3CuSO_4 + 2PH_3 = Cu_3P_2 + 3H_2SO_4$$

Compuestos de Fosfonio.—El yoduro de hidrógeno se une con la fosfamina para formar un sólido incoloro, que cristaliza en prismas cuadrados: $PH_3 + HI = PH_4I$. El cloruro de hidrógeno se combina similarmente con la fosfamina sólo cuando los gases se enfrían con una mezcla glacial, y son puestos en contacto bajo una presión total de 18 atmósferas a los 14 grados. Al mermar la presión ocurre rápidamente la disociación.

En imitación a la nomenclatura del amoníaco, estas substancias se llaman YODURO FOSFÓNICO y cloruro fosfónico, respectivamente. Sin embargo, son enteramente diferentes porque el PH_4^+ (yon) es inestable. Al ser puestos en contacto con el agua se descomponen en sus constituyentes; el haloide de hidrógeno entra en disolución; y la fosfamina se desprende en la forma de gas.

Haloidos del Fósforo.—Ha sido comprobada la existencia de los haloides siguientes:

PF_3 (gas) PF_5 gas)	PCl_3 (líquido) PCl_5 (sólido)	PBr_3 (líquido) PBr_5 (sólido)	P_2I_4 (sólido) PI_3 (sólido)

Todas estas substancias se pueden formar con la unión directa de los elementos respectivos.

Oxidos de Fósforo.—Los óxidos de fósforo son llamados comúnmente trióxido P_4O_6, pentóxido C_2O_4.

El PENTÓXIDO es un polvo blanco, que se forma cuando el fósforo arde en el oxígeno. Se une con el agua con gran violencia para formar el ácido metafosfórico; y por lo tanto, se le ha llamado ANHÍDRIDO FOSFÓRICO: $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$. En el laboratorio se usa esta acción para secar los gases.

El TRIÓXIDO es un sólido blanco, que se derrite a los 22,5 grados, y hierve a los 173; se forma quemando el fósforo en menor cantidad de oxígeno que el anterior. Este óxido es el anhídrido del ácido fosforoso, y se une muy lentamente con el agua. Con el agua caliente interactúa muy vigorosamente; pero sus productos son la fosfamina, el fósforo rojo, el ácido hipofosforoso, el ácido fosfórico y un poco de ácido fosforoso. Cuando se calienta el óxido a los 440 grados, se descompone y da el TETRÓXIDO P_2O_4 y el fósforo rojo.

Acidos de Fósforo.—Esisten seis ácidos diferentes. Tres de ellos son ácidos fosfóricos, que representan el mismo grado de oxidación del fósforo, y tienen diferentes grados de hidratación del anhídrido. Los otros tres muestran diferente y más baja oxidación:

Ácido ortofosfórico	$H_3PO_4(=3H_2O, P_2O_5)$
Ácido pirofosfórico	$H_4P_2O_7(=2H_2O, P_2O_5)$
Ácido metafosfórico	$HPO_3(=H_2O, P_2O_5)$
Ácido hipofosfórico	$H_2PO_3(=2H_2O, P_2O_4)$
Ácido fosforoso	$H_3PO_3(=3H_2O, P_2O_3)$
Ácido hipofosforoso	$H_3PO_2(=3H_2O, P_2O)$

Relación del Fósforo con la Vida.—El fósforo es esencialísimo para el crecimiento de las plantas y de los animales. Las primeras toman los compuestos de fósforo del suelo, y lo almacenan principalmente en las frutas y en las raices; los segundos, usan estas substancias, y se asimilan los compustos de fósforo. Una parte del fósforo

consumido por los animales es deshechado y vuelto de nuevo al suelo.

Arsénico

Historia.—Los dos sulfuros de arsénico fueron conocidos y usados en la antigüedad. Uno de ellos fué llamado sandáraca, y el otro arsenicón—el primero se conoce actualmente con el nombre de rejalgar (As_2S_2), y el segundo con el de oropimente (As_2S_3). El arsénico blanco (trióxido de arsénico, As_2O_3) fué también preparado en aquellos tiempos. Berthollet opinaba que la preparación del arsénico metálico, es mencionada en ciertos fragmentos atribuidos a Zosimo; pero la operación no aparece descrita detalladamente antes del tiempo de Alberto Magno, quién obtuvo el arsénico metálico derritiendo una parte de oropimente con dos de jabón.

Origen.—El arsénico se encuentra libre en la Naturaleza. Ocurre también en combinación con varios metales, especialmente en las piritas arsenicales, FeAsS. Los dos sulfuros de arsénico mencionados anteriormente son menos comunes. En Honduras, C.A., se encuentra el arsénico mezclado con la plata.

Preparación.—El arsénico se encuentra generalmente mezclado con el azufre asociado con hierro y cobre. Este mineral se calcina, y forma el óxido arsenoso, que después se reduce con el carbono:

$$As_2O_3 + 3C = 2As + 3CO$$

Propiedades Físicas y Químicas.—El arsénico es un sólido cristalino, quebradizo, con lustre metálico, y que ennegrece rápidamente al aire libre. Se volatiliza sin derretirse bajo la presión atmosférica ordinaria y tiene un olor muy parecido al del ajo. Arde sin llama, y forma el óxido respectivo As_2O_3. En sus propiedades físicas se asemeja a los metales; pero en sus acciones se parece a los metaloides, especialmente al fósforo.

Usos.—El arsénico se añade al plomo en la fabricación de los proyectiles. Se usa en la preparación de los pigmentos para la pintura verde, en la fabricación del vidrio, y en ciertos venenos. Considerado como una medicina, sirve para purificar la sangre.

Arsamina AsH_3.—Esta substancia corresponde en composición con el amoníaco y la fosfamina; y algunos de los modos para su preparación son análogos a los usados en el caso de estas substancias. Cuando el arsénico y el zinc se derriten en las proporciones para forma el ARSENURO DE ZINC Zn_3As_2, y el producto se trata con el ácido clorhídrico diluído, el resultado es similar a la acción del agua, o de los ácidos diluídos sobre el fosfuro de calcio y la arsamina se desprende en la forma de gas:

$$Zn_3As_3 + 6HCl = 2AsH_3 + 3ZnCl_2$$

Arde con una llama azulada, forma el agua, y las nubes del trióxido de arsénico:

$$2AsH_3 + 3O = 3H_2O + As_2O_3$$

Es excesivamente VENENOSO. Difiere del amoníaco más marcadamente que la fosfamina, porque no sólo no actúa sobre el agua, o los ácidos, sino que tampoco se une directamente con los haloides de hidrógeno.

Ócidos de Arsénico.—El trióxido de arsénico As_2O_3, es un polvo blanco critalino, soluble muy ligeramente en el agua, e igual que los demás compuestos de arsánico, muy venenoso. Se usa en la fabricación de ciertos colores, también en medicina, y como un veneno. El verde de Paris, es un compuesto de arsénico y cobre, que se usa como pigmento y como insecticida. El pentóxido de arsénico As_2O_5, es una substancia blanca; formada calentando el ácido arsénico. A una temperatura alta, pierde una parte del oxígeno, y queda el trióxido de arsénico. En consecuencia de su inestabilidad, no se puede formar en la unión directa del oxígeno con el trióxido.

Acidos de Arsénico.—Cuando el arsénico elemental, o el óxido arsenioso, se tratan con el ácido nítrico concentrado se forma el ÁCIDO ORTOARSÉNICO H_3AsO_4. Existen también los ácidos piroarsénico, $H_4As_2O_7$, metarsénico, $HAsO_3$, y el ácido arsenioso H_3AsO_3.

ANTIMONIO

Historia.—Basilio Valentino, quien escribió el libro titulado "El Carro Triunfal del Antimonio," hizo estudios muy detenidos sobre las propiedades de este elemento. Su libro ha sido considerado como el mejor escrito en su tiempo. El nombre de Valentino está íntimamente ligado con el antimonio—su metal favorito. Hay un cuento muy curioso acerca del orígen del nombre de antimonio. Se cuenta que un día fueron arrojados ciertos desperdicios de antimonio a los cerdos del convento, en presencia de Valentino; y, como al cabo de algún tiempo los cerdos habían engordado notablemente, él pensó, que lo que habia sido bueno para estos animales, bien podría servir para los monjes. Administró fuerte dosis de antimonio a sus hermanos los monjes—y los resultados fueron muy serios y fatales. De donde se dice que el antimonio tomó su nombre que quiere decir, "enemigo de los monjes."

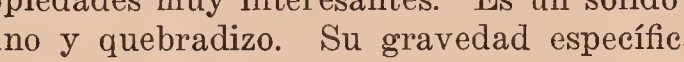
Origen.—El antimonio se encuentra libre en la Naturaleza. El trisulfuro negro, *estibinita,* Sb_2S_3, se encuentra en Hungría y en el Japón. En Honduras, C.A. se encuentra el antimonio con frecuencia; los metales de la nueva mina de Colaol son una combinación de óxido de hierro y antimonio, etc.

Preparación.—Existen dos métodos para preparar el antimonio. Uno de ellos consiste en calcinar el sulfuro, y el óxido formado se reduce con el carbón de leña:

$$(1) \quad Sb_2S_3 + 5O_2 = Sb_2O_4 + 3SO_2,$$

$$(2) \quad Sb_2O_4 + 4C = 2Sb + 4CO.$$

El otro consiste en calentar el sulfuro con el hierro:



$$Sb_2S_3 + 3Fe = 3Sb + 3FeS$$

Propiedades Físicas y Químicas.—El antimonio tiene propiedades muy interesantes. Es un sólido blanco, cristalino y quebradizo. Su gravedad específica es 6,7. A la temperatura ordinaria no se ennegrece en el aire libre; pero al ser calentado, arde con una llama azulada y forma el trióxido de antimonio, un polvo blanco. El antimonio en polvo arde brillantemente en el cloro, el bromo y en el yodo. El ácido nítrico lo oxida; y el agua regia, lo disuelve.

Usos.—Puesto que el antimonio no cambia en el aire, se usa para cubrir otros materiales como el bronce y las aleaciones de plomo. Se usa también en medicina, y como agua fuerte en el blanqueamiento del algodón.

Estibamina SbH_3.—El hídruro de antimonio SbH_3, se forma con la acción del zinc y del ácido hidroclórico sobre un compuesto soluble de antimonio.

Usando la acción del ácido diluído y frío sobre una aleación de antimonio y de magnesio (1:2), se obtiene una mezcla de hidrógeno y estibamina. Ésta se separa con el enfriamiento en aire líquido.

Óxidos de Antimonio.—El TRIÓXIDO Sb_2O_3, se obtiene con la oxidación del antimonio en el ácido nítrico, o con la combustión del antimonio en una cantidad limitada de oxígeno. Es una substancia blanca, e insoluble en el agua. Es principalmente un óxido básico, que interacciona con varios ácidos para formar las sales de antimonio. Interacciona también con los álcalis, dando los ANTIMONITOS solubles.

EL PENTÓXIDO Sb_2O_5, es una substancia amorfa amarilla, que se obtiene calentando el ácido antimónico. Se combina sólo con las bases, formando las sales respectivas. El TETRÓXIDO Sb_2O_4, se forma también calentando el antimonio o el trióxido, en un exceso de oxígeno. El tetraóxido no forma los ácidos ni las bases correspondientes.

Acido antimónico. H_3SbO_4. Con la oxidación vigorosa del antimonio en el ácido nítrico, o con la descomposición del pentacloruro en el agua, se obtiene una substancia insoluble, cuya composición aproximada es la siguiente: H_3SbO_4. Esta substancia interactúa con las potasa cáustica y pasa a la disolución. Las únicas sales que han sido preparadas son los piro—y metantimoniatos, respectivamente.

Bismuto

Historia.—El bismuto fué por algún tiempo llamado marcasita, aunque este término era más frecuentemente dado a los sulfuros metálicos, especialmente las piritas pálidas de hierro. El bismuto ha sido usado desde la más remota antigüedad, pero sus propiedades químicas eran mal entendidas. Paracelso menciona el bismuto metalico; pero no lo considera como un metal verdadero.

Orígen.—El bismuto se encuentra libre en la Naturaleza, y también como un trióxido Bi_2O_3, y trisulfuro Bi_2S_3. En Honduras, C.A., se encuentra el bismuto con mucha frecuencia. El abastecimiento mundial de bismuto viene de Sajonia.

Preparación.—El bismuto se prepara derritiendo y colando el metal nativo parar separar el bismuto de las impurezas sólidas. Se obtiene también con la calcinación del sulfuro; y el óxido resultante se reduce con el carbón de leña, como en el caso del antimonio.

Propiedades Físicas y Químicas.—El bismuto es un metal relumbroso, quebradizo y rosado. No se ennegrece en el aire seco, pero se vuelve opaco en el aire húmedo; al ser calentado en el aire, arde con una llama azulada, formando el óxido amarillo (Bi_2O_3). Su gravedad específica es cerca de 9,9. El ácido clorhídrico no lo ataca fácilmente; pero el ácido nítrico lo convierte en el nitrato respectivo; y el ácido sulfúrico caliente, forma el sulfato de bismuto.

Usos.—Las aleaciones de bismuto son muy notables por lo bajo de su punto de fusión. El bismuto se derrite a los 270°, C. Las aleaciones más comunes son el metal de Wood y el metal de Rose, que tienen la composición siguiente:

	Metal de Wood	Metal de Rose
Bismuto	50.0%	82.0%
Estaño	12.5%	9.0%
Cadmio	12.5%	...
Plomo	25.0%	9.0%
Puntos de fusión	65,C	94,C

Estas aleaciones son extensamente usadas, debido a la facilidad con que se derriten y se emplean en las conecciones eléctricas, en las alarmas o llamadas de incendios, en las marmitas y en las regaderas automáticas.

Compuestos de Bismuto.—El bismuto no forma compuestos con el hidrógeno. En combinación con el oxígeno existen tres óxidos conocidos actualmente. El TRIÓXIDO DE BISMUTO (Bi_2O_3) es amarillo. El PENTÓXIDO (Bi_2O_5) es anaranjado rosado; y el DIÓXIDO (BI_2O_2) es negro. El trióxido de bismuto se usa para fijar la iluminación en la porcelana. El nitrato normal de bismuto tratado con el agua caliente da el nitrato básico de bismuto. Este último se llama generalmente SUBNITRATO DE BISMUTO, es un polvo blanco, y se usa en medicina contra la dispepsia.

Los Elementos del Grupo Nitrogenoso Considerados en General

Estos elementos por sí mismos cambian progresivamente en sus propiedades físicas con el aumento del peso atómico. El nitrógeno es un gas que da con suficiente enfriamiente un sólido blanco; el fósforo da un solido casi blanco y el arsénico, el antimonio y el bismuto son metálicos en apariencia. El primero se combina directamente con el

hidrógeno, los tres siguientes dan indirectamente los hidruros y el último no se combina del todo con el hidrógeno.

El hidruro de nitrógeno se combina con el agua para formar una base; y los otros hidruros no muestran tal tendencia. El amoníaco se une con los ácidos, incluyendo aquellos de los halógenos, para formar las sales correspondientes; la fosfamina se combina sólo con los halóides de nitrógeno y los otros no se combinan del todo con los ácidos. En cuanto a sus propiedades metálicas, químicamente hablando, el nitrógeno y el fósforo no forman por si mismos yones positivos; y no dan, por lo tanto, sales. El arsénico da un yon positivo trivalente, que se encuentra únicamente en las disoluciones de los halóides. No forma los nitratos, sulfatos normales, ni las otras sales.

El antimonio y el bismuto ambos dan yones positivos. Sin embargo, los nitratos, los sulfatos, etc., de antimonio se descomponen fácilmente en el agua, con la precipitación del hidrato. Las sales de bismuto no dan fácilmente el hidrato puro con el agua, aunque son fácilmente hidrolizadas, formando sales básicas.

Los compuestos halógenos de nitrógeno y de fósforo se hidrolizan completamente con el agua; y esta acción tiene lugar aun cuando se use un exceso del ácido halógeno. Los compuestos halógenos de arsénico se hidrolizan completamente con el agua fría; pero permanecen en disolución cuando hay un exceso de los ácidos. Los compuestos halógenos de antimonio y de bismuto se hidrolizan incompletamente con el agua fría.

Cada uno de estos elementos da un trióxido y un pentóxido. Los del nitrógeno forman ácidos, y son los anhídridos del ácido nitroso y nítrico, respectivamente. Los del fósforo: el trióxido y el pentóxido que son los anhídridos de los ácidos correspondientes. Los del arsénico: el trióxido es básico con los ácidos halógenos y suministra el primer ejemplo de un óxido básico. El pentóxido forma ácidos. El trióxido de antimonio forma bases principalmente, aunque muy debilmente. El pentóxido forma ácidos.

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO NITRÓGENO

	Nitrógeno	Fósforo	Arsénico	Antimonio	Bismuto
Peso atómico	14,01	31,0	50,77	120,2	208
Gravedad especifica	1,026	1,82–2,31	4,69–5,73	6,62	9,76
Punto de fusión	−214,°C.	44,°C.	(480,°C.)	629,°C.	270,°C.
Punto de ebullición	−193,°C.	287,°C.	(450,°C.)	1440,°C.	1420,°C.
Carácter metálico	Ninguno	Ninguno	Metálico como un Elemento Con los compuestos, un Metaloide	Metálico como un Elemento Con los compuestos un Metaloide	Metálico
Hidrato	Básico fuerte	Básico débil	Indiferente	Indiferente	Ninguno
El ácido nítrico, forma	.....	H_3PO_4	H_3AsO_4	H_3SbO_4	$Bi(NO_3)_2$
Trióxido	ácido	Àcido	Àcido	Àcido y básico débiles	Básico
Pentóxido	Àcido fuerte	Àcido fuerte	Àcido	Àcido moderadamente	Àcido débil

El trióxido de bismuto forma bases exclusivamente; y el pentóxido no tiene derivados.

Vanadio, Niobio, Tántalo

De estos elementos el VANADIO es más común que los demás. Se encuentra en ciertos compuestos complejos. Cuando éstos se calientan con la soda y el nitrato de sodio, se forma el METAVANADATO DE SODIO $NaVO_3$, que puede ser extraído con el agua. Este elemento forma varios CLORUROS: VCl_2, VCl_3, VCl_4, VCl_5; y cinco ÓXIDOS, V_2O, $V\ O$, V_2O_3, $V\ O_2$, V_2O_5.

El vanadio tiene propiedades muy débiles para formar las bases; y da únicamente unas pocas sales inestables. El ferrovanadio, o sea una aleación, se usa para preparar el acero de vanadio.

El NIOBIO (Colombio), fué primeramente decubierto por Hatchett (1801), quien lo llamó COLOMBIO; el TANTALO, tiene propiedades muy débiles para formar bases; los compuestos principales de estos dos elementos son los niobatos y tantalatos, respectivamente.

CAPÍTULO XXIII

LOS HALÓGENOS

Los elementos flóur, cloro, bromo y yodo se denominan *halógenos* (formadores de sales), porque se unen directamente con un número muy largo de los elementos metálicos, para formar sales.

Las Relaciones Químicas de los Elementos.—El hidrógeno es una substancia que se une fácilmente con el oxígeno y con el cloro; difícilmente con los otros metaloides, y escasamente con los metales. El oxígeno y el cloro se parecen mucho entre sí en la magnitud de sus actividades químicas, y en la variedad de los elementos libres con que pueden unirse; pero difieren muy notablemente en sus relaciones químicas. Sus compuestos resultantes correspondiente pertenecen, de hecho, a clases muy distintas: el oxígeno forma óxidos; el cloro forma cloruros. LOS ELEMENTOS SE CONSIDERAN SIMILARES SÓLO CUANDO SE PARECEN ENTRE SÍ EN LAS RELACIONES QUÍMICAS; Y PRODUCEN EN COMBINACIÓN CON EL MISMO ELEMENTO COMPUESTOS QUE TIENEN PROPIEDADES QUÍMICAS SIMILARES. Por ejemplo: el óxido común del hidrógeno, o sea el agua, es una substancia neutra; y químicamente algo indiferente. El cloruro de hidrógeno en la disolución acuosa es un ácido muy fuerte; y químicamente muy activo. Si todos los demás elementos fueran tan diferentes entre sí como estos tres, sería imposible clasificarlos. Sin embargo, encontramos que los elementos pueden ser clasificados en grupos; y se clasifican conforme a las clases de substancias con que se combinan, y según la naturaleza química de los productos resultantes. En algunos grupos o familias la semejanza es muy íntima y en otros muy distante. El

presente grupo corresponde a la primera clase, y por lo tanto servirá notablemente para poder trazar las relaciones entre los elementos; y para clasificar los hechos de la Química Descriptiva.

Las Relaciones Químicas de los Halógenos.—El bromuro de sodio (NaBr), el yoduro (NaI); y el de menor magnitud, el fluoruro (NaF), se parecen mucho al cloruro de sodio (NaCl) en la apariencia y en el proceder químico. Por tal razón, el cloro, el bromo, el yodo y el flúor se conocen con el nombre de HALÓGENOS; y sus compuestos correspondientes se llaman HALÓIDES. Los halógenos como lo demuestran las fórmulas anteriores son univalentes. Todos ellos forman compuestos con el hidrógeno; y éstos se asemejan al cloruro de hidrógeno. Por ejemplo, son gases incoloros (exceptuándose el fluoruro de hidrógeno, un líquido muy volátil), muy solubles en el agua y sus disoluciones son ácidas. Otras de sus relaciones se verán al final de este capítulo.

Bromo

Historia.—El bromo fué descubierto por A. J. Balard en 1825. Un día, en 1824, mientra daba clase de botánica cerca de un pantano salitroso, Balard, observó un depósito de sulfato de sodio, que había sido cristalizado la noche anterior de la disolución derivada de la sal común, y se le ocurrió la idea de utilizar estas disoluciones; y en el curso de sus experimentos descubrió el bromo.

Origen.—El bromo no se encuentra libre en la Naturaleza, debido a su actividad química. Los bromuros están abundantemente distribuidos, especialmente el bromuro de magnesio. Las fuentes salitrosas de Ohio, Virginia del Oeste, Pennsylvania y Michigan, (Estados Unidos de Norte América); y los depósitos de sal de Stassfort, en Alemania, dan el abastecimiento principal de este elemento. En Honduras, C.A., los grupos de minas de plata en las inmediaciones de El Ocotal, en Segovia (Nicaragua),

gozan de la más alta celebridad y se consideran de grande interés; y producen la plata en las forma de bromuros, etc. El agua del mar, el salitre, y ciertas plantas marinas contienen cantidades pequeñas de los compuestos de bromo.

Preparación.—El bromo se obtiene de sus compuestos por el tratamiento con el cloro, o con el ácido sulfúrico y el dióxido de manganeso. En el laboratorio se prepara calentando el bromuro de potasio con el dióxido de manganeso y el ácido sulfúrico, en un recipiente de vidrio. El bromo se desprende fácilmente como un vapor denso, castaño, que muy frecuentemente se condensa en un líquido. Este cambio químico se representa por medio de la ecuación siguiente:

$$2KBr + 2H_2SO_4 + MnO_2 = MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O + Br_2$$

El bromo se prepara también algunas veces tratando el bromuro con el dióxido de manganeso y el ácido clorhídrico.

Propiedades Físicas.—El bromo es un líquido rojo obscuro (gravedad específica 3,18). Hierve a los 59,°C, formando vapores rojo profundo; y aun a las temperaturas ordinarias da una presión de vapor muy alta, y se evapora inmediatamente. Con el enfriamiento se cristaliza en forma de agujas. La disolución acuosa (AGUA DE BROMO) contiene 3 partes de bromo en 100 de agua. Es muy soluble en el disulfuro de carbono, en el alcohol y en los demás solventes orgánicos. Tiene un olor muy acre, y sus efectos son muy irritantes en la membrana mucosa y en la garganta. Destruye los tejidos del cuerpo humano, y sus heridas pueden ser fácilmente infectadas.

Propiedades Químicas.—El hidrógeno arde en los vapores de bromo; y la unión correspondiente es más lenta que en el caso del cloro. El bromo forma compuestos directamente con los metaloides como el fósforo y el arsénico; y con la mayoría de los metales que se encienden en los vapores de bromo. En todos los casos, sin embargo, la

interacción es más lenta que tratándose del cloro; y el bromo es desplazado por el cloro libre de sus combinaciones con el hidrógeno y con los metales.

El bromuro de plata constituye el material sensible de las placas fotográficas; los bromuros de potasio y de sodio se usan como sedativos en medicina. El bromo se emplea en la preparación de las tinturas orgánicas.

Bromuro de Hidrógeno

Preparación.—Podría muy bien esperarse que el método más conveniente para preparar esta substancia fuese igual al usado en la preparación del cloruro de hidrógeno; es decir, con la acción del ácido sulfúrico concentrado sobre un bromuro común, como el bromuro de potasio ($KBr + H_2SO_4 = KHSO_4 + HBr$). Sin embargo, el bromuro de hidrógeno es inestable y una gran parte de él se oxida con el ácido sulfúrico, y el producto se encuentra mezclado con el dióxido de azufre y el bromo libre:

$$H_2SO_4 + 2HBr = 2H_2O + SO_2 + Br_2$$

El Bromuro de Hidrógeno se prepara mejor con la acción del agua sobre el tribromuro de fósforo. Cuando se mezclan el bromo y el fósforo ocurre una acción muy violenta con la unión de los dos elementos, formando el tribromuro de fósforo. Esta substancia, que es un líquido incoloro, a su vez se descompone fácilmente en el agua, formando el ácido fosforoso involátil, y el bromuro de hidrógeno gaseoso:

$$P\begin{cases}Br & H\\ Br & H\\ Br & H\end{cases} + \begin{matrix}OH\\OH\\OH\end{matrix} = 3HBr + B\begin{cases}OH\\OH\\OH\end{cases}$$

El gas se colecta fácilmente con el desplazamiento del aire.

Propiedades Físicas.—El bromuro de hidrógeno es un gas incoloro con un olor muy penetrante. Es dos veces y medio más pesado que el aire. Se reduce muy fácilmente a la condición líquida. Es muy extremadamente soluble en el agua; y en contacto con la humedad del aire, condensa el vapor de agua en partículas líquidas. Tanto el bromuro de hidrógeno puro como en la forma gaseosa, o líquida, es un mal conductor de la electricidad.

Propiedades Químicas.—Las propiedades químicas del bromuro de hidrógeno son muy parecidas a las del cloruro de hidrógeno. Es menos estable; y la disociación principia la ser notada a los 800 grados.

Yodo

Historia.—"*La Memoir on Iodine*" de Gay-Lussac apareció en 1814. El yodo había sido descubierto tres años antes por Bernard Courtois, en su atendado de preparar el nitrato de potasio de las algas marinas. Davy, debido a la analogía del yodo con el cloro, declaró que era un cuerpo elemental. Gay-Lussac, dudando de esta conclusión hizo investigaciones muy cuidadosas del yodo, y describió sus propiedades y aquéllas de sus compuestos. Esta substancia fué reconocida poco después como un elemento.

Origen.—El yodo nunca se encuentra libre en la Naturaleza, pero igual que el cloro y el bromo se halla en combinación con los metales, especialmente con el sodio, el potasio, o con el magnesio. Se encuentra abundantemente distribuído en sus combinaciones, aunque en cantidades muy pequeñas. El tabaco, el berro, la vainilla, las esponjas y las ostras contienen cantidades diminutas de yodo. Los yoduros nativos de plata y de mercurio se encuentran con facilidad. Las cenizas de ciertas algas marinas contienen de 0,5 a 1,5% de los yoduros de sodio

y de potasio. El Yodato de sodio ($NaIO_3$) ocurre en los depósitos del salitre, en la República de Chile, en la América del Sur.

Preparación.—El yodo se prepara en el laboratorio por medio de un método igual al usado en la preparación del bromo. El yoduro de potasio, dióxido de manganeso y el ácido sulfúrico se calientan en un recipiente de vidrio; y el yodo aparece en la forma de vapores violeta, que se condensan sobre la parte superior del recipiente, en cristales gris obscuro:

$$2KI + MnO_2 + 2H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O\ I_2$$

Propiedades Físicas.—El yodo es una substancia sólida negra (G.E.5), que presenta platos largos cristalinos de la forma octaédrica. Se derrite a los 11,4,°C, y hierve a los 184°C. Los vapores de yodo tienen al principio un tinte violeta rosado, pero al ser calentados más fuertemente se vuelven azul profundo.

El yodo es muy ligeramente soluble en el agua (cerca de 1:6000), y la disolución tiene un color castaño, apenas perceptible. Es mucho más soluble en el disulfuro de carbono y en el cloroforno, en los que da una disolución violeta. En el alcohol da una disolución de color castaño por estar en combinación muy débil, y no en simple disolución. El yodo se combina con el hierro al ser calentado. Cuando se mezcla una disolución diluída de yodo con otra también diluída de almidón, o fécula, se produce un color azul muy caraterístico. Esta reacción se usa en el examen de ambas substancias.

El yodo y sus compuestos tienen gran aplicación en medicina, y en las artes. El yodo se usa en disolución alcohólica, (Tintura de Yodo) para mermar ciertas inflamaciones, etc. Es necesario para la preparación del Yodoformo CHI_3; los yoduros de potasio, de sodio y de rubidio, se usan en medicina.

Yoduro de Hidrógeno

Preparación.—La union directa del yodo y del hidrógeno no se puede emplear en la preparación del yoduro de hidrógeno puro. La acción del ácido sulfúrico concentrado sobre el yoduro de potasio es también impracticable, por las razones dadas al tratarse del bromuro de hidrógeno.

El método mejor para preparar el yoduro de hidrógeno es igual al usado en el caso del bromuro de hidrógeno. El fósforo se une directamente con el yodo para formar PI_3. o sea un sólido amarillo, que puede ser violentamente *hidrolizado* con el agua, y da el ácido fosforoso y el yoduro de hidrógeno:

$$PI_3 + 3H_2O = P(OH)_3 + 3HI$$

Propiedades Físicas.—El yoduro de hidrógeno es un gas incoloro con un olor muy penetrante. Es mucho más pesado que el aire. Es un mal conductor de la electricidad, tanto en la forma gaseosa como en el estado líquido. Excesivamente soluble en el agua: 30 gramos de agua a los 10 grados disuelven 70 gramos del gas, dando una disolución de un 70%.

Esta disolución tiene acciones muy parecidas a la del bromuro de hidrógeno.

Propiedades Químicas.—El yoduro de hidrógeno constituye el halóide de hidrógeno menos estable. Al ser calentado principia a descomponerse visiblemente en sus constituyentes a los 180 grados. Debido a la facilidad con que se desprende del hidrógeno puede ser quemado en el oxígeno (gas): $4HI + O_2 = 2H_2O + 2I_2$. Cuando el gas se mezcla con el cloro, tiene lugar un cambio químico muy violento, que va acompañado de la luz y el yodo se desprende libre; y se forma el cloruro de hidrógeno: $Cl + 2HI = 2HCl + I_2$. Los vapores de bromo desplazan igualmente el yodo del cloruro de hidrógeno.

Propiedades Químicas del Ácido Yodhídrico.—HI, Ac. Esta disolución acuosa actúa en muchos respectos análoga-

mente al ácido clorhídrico, o el ácido bromhídrico. Por ejemplo, con los agentes de oxidación da yodo libre, de igual manera que los demás dan cloro y bromo, respectivamente. Aun cuando el gas seco no es un ácido, su disolución tiene todas las propiedades ordinarias de los ácidos. El ácido yodhídrico interactúa con los óxidos y los hidratos, formando los yoduros y el agua.

Fluor

Historia.—El hecho de que el vidrio sea atacado al ser expuestos a la acción de los vapores resultantes al calentar el espato-flúor con el ácido sulfúrico, era bíen conocido en el siglo XVII; y en 1771, K. W. Scheele opinó que el espato-flúor era la sal de calcio de "un ácido muy peculiar," o sea el ácido fluorhidrico. Scheele preparó este ácido calentando el espato-flúor con el ácido sulfúrico en un recipiente de estaño. Debido a la analogía entre el fluoruro de potasio y el cloruro de potasio, podría ser esperado que una mezcla de dióxido de manganeso, ácido sulfúrico concentrado y fluoruro de potasio diesen un gas —flúor—análogo al cloro; pero no sucede así. El aislamiento del flúor fué un verdadero problema químico, y no se logró sino hasta en 1886, cuando H. Moissan, aisló el gas con la electrolisis de una disolución de fluoruro de potasio en el fluoruro de hidrógeno líquido; y de este modo resolvió lo que H. E. Roscoe había llamado "una de los problemas más difíciles en la Química Moderna."

Origen.—El flúor es entre todos los elementos el más activo; y por esta razón, nunca se encuentra libre en la Naturaleza. Ocurre abundantemente en combinación con el calcio—espato-flúor, o fluoruro de calcio (CaF_2). Hay otros compuestos nativos como la criolita $3NaF\ AlF_3$ y la apatita (CaF_2, $3Ca_3(PO_4)_2$). Se encuentran también cantidades diminutas de flúor en combinación con la sangre, en

el esmalte de los dientes, en el mar y en ciertas aguas minerales.

Preparación.—Cuando se calienta una disolución de ácido fluorhídrico con dióxido de manganeso, no ocurre ninguna oxidación y no se produce el flúor libre. Hasta hace muy pocos años todos los esfuerzos para aislar este elemento habían fallado. Su preparación fué finalmente lograda por Moissan, con la descomposición del fluoruro de hidrógeno, anhídrido, (líquido a los 19 grados bajo cero) con la electricidad. El aparato usado ha de ser de cobre para que después de recibir una capa fina del fluoruro no sea mayormente afectado. Para mermar la tendencia de la acción química, este aparato se sumerge en un baño a una temperatura de menos 23 grados. Los electrodos del aparato son de una aleación de platino e iridio, por ser el único material que resiste la acción del flúor. El fluoruro de hidrógeno, igual que los demás halóides de hidrógeno, no conduce la electricidad; y por lo tanto, se hace necesario añadir un poco de fluoruro de potasio hidrogenado KHF_2, para que pase la corriente eléctrica. El flúor se desprende libre alrededor del electrodo positivo; y el hidrógeno aparece alrededor del electrodo negativo.

Propiedades Físicas.—El flúor tiene un olor muy parecido al del cloro. Su densidad es de 1,265 (aire = 1). Esta densidad demuestra que el flúor es diatómico (F_2). Este es el gas más dificil de licuar entre todas los halógenos. El líquido hierve a los 186 grados bajo cero.

Propiedades Químicas.—El flúor se une con todos los elementos, exceptuándose el oxígeno, el cloro, el nitrógeno y los mienbros del grupo helio; y en muchos casos la unión es tan vigorosa que da principio espontáneamente sin la aplicación de calor exterior. El platino seco y el oro son los únicos elementos menos efectados. Explota con el hidrógeno a la temperatura ordinaria sin la ayuda de la luz del sol. El flúor desplaza el cloro del cloruro de hidrógeno tan fácilmente como el cloro a su vez, el bromo o el yodo.

Fluoruro de Hidrógeno

Preparación.—El fluoruro de hidrógeno puro y seco se prepara mejor calentando el fluoruro de potasio hidrogenado: $2KHF_2 = K_2F_2 + H_2F_2$.

Generalmente se trata el fluoruro de calcio en polvo con el ácido sulfúrico concentrado, y la mezcla se destila en una retorta de platino o de plomo:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2F_2$$

Después se destila en agua el ácido fluorhídrico.

Esta disolución acuosa se mantiene en recipientes de plomo, parafina o de caucho, porque el vidrio interactúa muy rápidamente con el ácido.

Propiedades Físicas.—El fluoruro de hidrógeno es un líquido incoloro, que hierve a los 19,4,°C. Se mezcla fácilmente con el agua; y con la destilación se obtiene un ácido, cuyo punto de ebullición es constante (120,° C. a los 760 m m.), y contiene un 35% de fluoruro de hidrógeno

Propiedades Químicas del Acido Fluorhídrico.. H_2F_2,AC Los metales como el zinc y el magnesio interactúan con el ácido fluorhídrico, con el desprendimiento del hidrógeno La acción es menos violenta que con los demás ácidos halógenos. El ácido fluorhídrico interactúa con los óxidos y los hidratos, formando los fluoruros.

La propiedad más importamte y característica del ácido fluorhídrico, es su acción sobre el silicio para formar el tetrafluoruro de silico gaseoso. El vidrio es esencialmente una mezcla de los silicatos de sodio y de calcio, con un exeso de silice SiO, y es muy rápidamente descompuesto con el ácido fluorhídrico:

$$CaSiO_3 + 3H_2F_2 = SiF_4 + CaF_2 + 3H_2O$$
$$SiO_2 + 2H_2F_2 + SiF_4 + 2H_2O$$

Grabado en Vidrio.—Esta acción del ácido fluorhídrico sobre la sílice se usa para grabar en vidrio. En tal caso,

se cubre la superficie del vidrio con una capa delgada de barnís (mezcla de 3 partes de cera y de 1 de esencia de trementina) y después se practican con un punzón las líneas que se desean grabar, procurando que en ellas quede al descubierto la superficie del vidrio. Después se echa el ácido fluorhídrico sobre el dibujo, exponiendo la placa de vidrio a la acción de los vapores del mismo ácido. De este modo se hace la graduación de los termómetros, buretas y los demás aparatos parecidos.

Los Halógenos Considerados en General

El hecho más notable es que si *arreglamos los halógenos en orden con respecto a una propiedad cualquiera,* química o física, *las otras propiedades los colocarán en el mismo orden.* En la tabla siguiente la columna sexta contiene el peso de los elementos que se disuelven en 100 cm_3 de agua (15,° C.). La última columna da el calor de formación de una gran molécula del haloide de potasio.

Elementos	Peso Atómico	Estado	Punto de ebullición	Color	Solubilidad	Calorios
Flúor.....	19.0	gas	−187,° C.	amarillo	.....	118,100
Cloro.....	35,5	gas	−34,° C.	amarillo	7,2	104,300
Bromo....	79,9	liquido	−59,° C.	castaño	3,2	95,100
Yodo.....	126,0	sólido	184,° C.	violeta	0,015	80,100

Se verá que a medida que el peso atómico aumenta el punto de ebullición es más alto, la solubilidad disminuye, el color se intensifica, y el calor de la unión con el potasio se merma. El vigor con que los halógenos se unen con el hidrógeno y con los metales es mucho más grande en el flúor, y va disminuyendo progresivamente hasta llegar al yodo. En cambio la afinidad con el oxígeno, va en aumento desde el flúor hasta el yodo.

Aun cuando los halógenos muestran diferencias en el grado de su actividad, son muy parecidos en su naturaleza química. Es decir, las RELACIONES que ellos presentan en

combinación son muy similares. En combinación con el hidrógeno y los metales, son *univalentes*. En los compuestos del oxígeno muestran mayor valencia. Sus óxidos interactúan con el agua, y dan ácidos; y por lo tanto, los halógenos son metaloides. Son muy fuertemente electronegativos, como todos los demás metaloides. Sus hidratos, disueltos en el agua, forman ácidos muy activos. Esto, y su valencia distingue a los halógenos de los demás metaloides. Por ejemplo: el oxígeno y el azufre son bivalentes (el último es también sexavalente); y los hidratos de oxígeno (H_2O y H_2O_2), y de azufre (H_2S) son ácidos muy débiles.

Orden de Actividad de los Metaloides.—La manera con que el cloro desplaza el bromo y el yodo de los bromuros y yoduros, respectivamente; y aquélla con que el bromo a su vez, desplaza el yodo, indican un orden de actividad en los metaloides. Además sabemos que el oxígeno desplaza el yodo del ácido yodhídrico; y el yodo el azufre del sulfuro de hidrógeno (y de los demás sulfuros); por lo tanto, el orden correspondientes es como siguie: F. Cl Br. O. I. S.

CAPÍTULO XXIV

CARBONO

La mayoría de las substancias tales como el almidón, el azúcar, etc., elevoradas, o producidas por los organismos vivientes, son compuestos de carbono. La ciencia que trata de estos substancios se llama Química Orgánica. Al principio se pensó que la producción artificial de estos compuestos, sin la intervención de *la vida,* era imposible. Pero actualmente se han preparado ya infinidad de compuestos orgánicos naturales de los elementos simples; y la preparación de otros muchos es impedida únicamente en consecuencia de las dificultades causadas por la inestabilidad y complejidad de los mismos. La preparación de lo que se creía, por mucho tiempo atrás como un resultado típico de la vida, es hoy considerado como un producto puramente artificial del hombre; y con esto la idea del *vitalismo* va desapareciendo poco a poco. El maravilloso resultado obtenido por Wohler, en 1828, con la preparación de la *urea,* un producto considerado como el resultado de las altas manifestaciones de la vida, de sus elementos simples, dió un golpe mortal al vitalismo. Por otra parte, cientos de compuestos desconocidos en la vida de los animales y de las plantas, incluyendo muchas drogas valuables y tinturas, han sido añadidas en el catálogo de lo que el hombre puede hacer. Más de 200,000 compuestos diferentes que contienen el carbono son conocidos hoy; y cada año se añaden muchos más.

Los elementos que entran en los compuestos del carbono son principalmente el hidrógeno y el oxígeno; después siguen el nitrógeno, el fósforo, los halógenos y el azufre.

Historia.—Con excepción del azufre, los demás metaloides no fueron estudiados por los alquimistas. Si bien

es cierto que el carbono, en su triple forma—diamante, grafito y carbón de leña—les era conocido, sin embargo, fallaron en reconocer la relación existente entre dichas substancias. El diamante era valuado más por su rareza que por su belleza. Como esta piedra carece de brillo antes de ser pulida; y como los métodos para lograr esto no fueron conocidos sino hasta en el siglo XV, la verdadera belleza del diamante no fué ni pudo ser estimada. La plumbagina o grafito era también una substancia muy familiar como material usado para escribir en negro, pero su naturaleza química no fué conocida tampoco. El carbón de leña se usaba como un combustible y llamó mucho la atención debido a su insolubilidad.

Origen.—Grandes cantidades de carbono se encuentran en el estado libre en la naturaleza. En combinación con el oxígeno y el hidrógeno, y ocasionalmente con el nitrógeno, forma un constituyente esencial de las plantas y de los animales. La carne, el almidón, la harina, el azúcar, la madera, el algodón, y el papel, etc., contienen carbono. También es un constituyente del dióxido de carbono y de los carbonatos, como el mármol, etc. Los gases del alumbrado y los demás productos del petróleo, la trementina, el cloroformo, el éter y cientos de otras substancias contienen carbono.

Formas Alotrópicas del Carbono.—Las formas alotrópicas del carbono difieren muy marcadamente entre sí en sus propiedades físicas. El DIAMANTE es transparente, cristalino y muy duro. EL GRAFITO es negro, lustroso y muy suave. El CARBONO AMORFO es muy variable. El hollín de resina es un polvo fino compuesto casi enteramente de carbono; el carbón de leña muestra la misma estructura que la madera; y el carbón de piedra contiene tanto los compuestos de carbono como también al elemento en su estado libre.

Qué todas estas formas están compuestas del mismo elemento se comprueba fácilmente con el hecho de que todas ellas arden en el oxígeno y producen dióxido de carbono. Además, cuando el diamante y las formas

amorfas se calientan fuertemente en la ausencia del aire, se convierten en grafito. Estas formas distintas del carbono tienen, sin embargo, cantidades diferentes de energía química. Por ejemplo, cuando se quema un gramo de cada una de estas substancias; el diamante da 7805 caloríos; el grafito 7850; el azúcar y el carbón de leña 8040, respectivamente. La tendencia de la mayoría de los compuestos de carbono a CARBONIZARSE al ser calentados, dando el carbono libre, sirve para el examen del mismo.

Diamante.—Los diamantes se encuentran generalmente en el Brazil, la India y en el Africa del Sur. Los diamantes se separan con el desgaste de las rocas, y luegon se lavan con agua. Están cubiertos con una costra que obscurece enteramente su lustre; y poseen formas cristalinas naturales y que correspomden al sistema regular, tales como el octaedro. Debe advertirse que esta forma natural no tiene relación alguna con la forma pseudo-cristalina dada después por el tallador de diamantes. La forma natural se *talla* después para darle nuevas caras. Así un "brillante" posee una cara plana algo larga y que forma la base de una pirámide de varios lados. Esta forma es dada a la piedra para que pueda obtenerse el máximum de reflección de la luz interior. El diamante es la forma más pura del carbono; y es la materia más dura de cuantas se conocen; y puede ser pulída únicamente con el diamante pulverizado. Es también la forma más densa del carbono. Las piedras incoloras, y ciertos espécimenes con tintes especiales (como el azul) son las más valuables. Hay una variedad impura llamada CARBONADO, que se encuentra en el Brazil, y que sirve para perforar los pozos artesianos y para tallar el vidrio. Las formas del diamante son insolubles en todos los líquidos a la temperatura ordinaria.

Moissan en 1887, logró preparar fragmentos microscópicos de diamante, disolviendo el carbón de leña puro en el hierro derretido, y luego arrojando la masa derretida en agua fría.

Los diamantes se venden conforme al nuevo quilate internacional, 200 mgms (el quilate antiguo era de 4 granos = 205 mgms.), y el valor aumenta según sus tamaños. Un diamante tallado de primera calidad de un quilate vale cerca de $600 pesos plata, y otro de 2 quilate cerca de $700 pesos plata, por cada quilate. El diamante más grande conocido hasta hoy es el *Cullinan*, encontrado en el Africa del Sur en 1905, y pesa 3024 quilates (1, 37 libras). Otros diamantes famosos son el Orloff, 194,8/4; el Regente, cerca de 134 y el Kohinoor, cerca de 106 quilates.

Grafito.—El grafito puro es también carbono. Es una substancia blanda, negra y sólida. Se encuentra nativo en varias localidades. Hay una variedad que se encuentra en abundancia en Ticonderoga, Estado de Nueva Nork, en los Estados Unidos de Norte América. Ceilán es también famoso en tal sentido. El grafito difiere del diamante principalmente por ser un buen conductor de la electricidad; y por lo mismo se usa mucho en la electroplatinación. El grafito es tan blando que deja marcas negras al ser pasado contra el papel. Esta propiedad se indica en su propio nombre, que se deriva de una palabra griega (*graphos*) que quiere decir, escribir. El grafito se asemeja mucho al diamante por su insolubilidad en los líquidos, a la temperatura ordinaria. Su gravedad especifica es 2,2; y es considerablemente más liviano que el diamante. El grafito al ser calentado en el oxígeno produce dióxido de carbono; pero por el contrario del diamante, se convierte también en dicha substancia al ser calentado en el aire a una temperatura muy elevada. Por mucho tiempo atrás se creía que el grafito contenía plomo; y fué llamado incorrectamente, "plomo negro" o plumbagina. Su más importante y extensivo uso consiste en la fabricación de los *lápices de plomo.*

Carbón Amorfo.—Este es un término muy amplio e incluye las variedades del carbón de piedra y de leña, el hollín de resina y el gas carbónico. Estas son la formas no cristalinas del carbono impuro. La palabra "amorfo"

quiere decir literalmente, sin forma, y se usa muy frecuentemente para designar las substancias blandas en polvo y sin forma cristalina.

Carbón de Piedra es un término que se aplica a las diversas variedades del carbono impuro. Esta substancia puede ser considerada como el producto final derivado de la materia vegetal sujeta al calor y a la presión por largos períodos geológicos. Hace muchísimo tiempo, la vegetación era excesivamente densa y lujuriante sobre la tierra, que apenas se levantaba sobre el nivel del mar. En el curso del tiempo esta vegetación se pudrió, y al acumularse, fué poco a poco cubierta con la arena y con el agua. El calor enorme de la tierra y la presión poderosísima de las capas sucesivas que se fueron formando, cambiaron la materia vegetal en el carbón de piedra más o menos impuro que se encuentra o se conoce hoy. Esta serie de cambios geológicos y químicos repetidos constantemente dieron por resultado las capas o depósitos de la masa carbonácea que hoy se encuentra en la tierra, con diferente espesor y composición. Las capas de carbón de piedra suministran pruebas indiscutibles acerca de su orígen vegetal, o sea en las impresiones de las enredaderas, tallos y hojas de las plantas y demás substancias vegetales de que se componen.

Hay tres clases principales de carbón de piedra: (1) Bitumino o carbón de piedra blando, que se usa para preparar el gas del alumbrado, y como combustible. Arde con una llama humosa, y produce mucha substancia volátil. Esta forma de carbón de piedra se encuentra en la Costa Atlántida, en el departemente de Yoro, y en las región del río Ulua, en Honduras, C.A. (2) Antracita es duro y lustroso. Arde con dificultad y casí no produce llama y desarrolla un calor muy intenso. (3) Lignito, o bruno, es el combustible menos valuable. Esta forma de carbón de piedra se encuentra también en Honduras, en las inmediaciones de Chucuyuco, en las montañas del Merendón.

Esta forma frecuentemente muestra las fibras de la madera; y fué formada muy posiblemente mucho tiempo

después que las demás variedades. La calidad conocida vulgarmente con el nombre de *Pit,* extrictamente hablando no es carbón de piedra, aunque se usa como combustible en algunos lugares, especialmente en Irlanda y Holanda. Se forma con la descomposición lenta de las raices y de otras substancias vegetales debajo del agua; y representa un estado muy temprano en la formación del carbón de piedra.

La composición ordinaria de las diferentes clases de carbón de piedra, se verá en la tabla siguiente.

Clase	Carbono	Materia volátil	Cenizas	Agua
Lignito.....	50,9	20,9	10,2	18
Bitúmino.....	74,53	15,13	10,34	..
Antracita.....	91,64	6,89	1,47	..

Carbón de Leña.—Esta es una variedad del carbono amorfo y se obtiene quemando la madera, los huesos, el marfil y otras muchas substancias orgánicas.

Carbón Animal se prepara calentando los huesos en un recipiente cerrado, o bíen calentando una mezcla de sangre y de carbonato de sodio. Esta variedad contiene únicamente cerca de un 10% de carbono.

Coque se prepara de una menera análoga al carbón de leña expelíendo la materia volátil del carbón bituminoso. Algunas veces se prepara también en retortas construidas exprofesamente con el fin de recojer los productos resultantes:—amoníaco, alquitrán, compuestos orgánicos y gases combustibles. Coque contiene cerca de 90% de carbono, y lo demás es materia mineral. Inmensas cantidades de esta substancia de usan en la metalugia.

Carbón del gas o carbón de las retortas es el carbono amorfo que se deposita gradualmente en el interior de las retortas usadas en la preparación del gas del alumbrado. Es un sólido negro y duro compuesto casí totalmente de carbono puro. Es un conductor de la electricidad, y se

usa muy extensamente en la fabricación de los *carbones* de la luz eléctrica, y en las baterias eléctricas.

Hollín de Resina.—Se prepara quemando el aceite o las substancias resinosas ricas en carbono. El humo denso resultante, es principalmente carbono pulverizado, que se recoje en una superficie fría. Su formación se ilustra muy bien con los depósitos de carbono obtenidos en las lámparas comunes. Esta forma de carbono amorfo es la más pura y se usa en la fabricación de la tinta de imprenta y de ciertas pinturas negras.

Propiedades Químicas.—*Las propiedades físicas* del carbono han sido descritas al tratar de las formas alotrópicas del elemento.

El carbono tiene una gran tendencia a unirse con el oxígeno, a las temperaturas altas. Arde y se une también con el oxígeno que haya en combinación con otras substancias. Por tal razón, el carbono es un agente de reducción magnífico; y puesto que es muy barato, constitute el agente de reducción más usado extensamente. La reacción del carbono con el cobre servirá para ilustrar esta propiedad. Cuando se calienta la mezcla, se produce el cobre metálico y el otro producto es el dióxido o el monóxido de carbono, según la cantidad relativa de las substancias usadas:

$$2CuO + C = 2Cu + CO_2$$
$$CuO + C = Cu + Co$$

Grandes cantidades de coque se usan en la reducción de los metales, particularmente del hierro.

A las temperaturas altísimas producidas por la estufa eléctrica, el carbono se UNE CON algunos METALES y con ciertos METALOIDES. Los compuestos formados de este modo reciben el nombre de CARBUROS, tales como el carburo de aluminio Al_4C_3, carburo de calcio CaC_2, y el *carborundo* (SiC).

La Unión con el Hidrógeno es ordinariamente demasiado lenta para poder ser observada. Pero cuando el carbono

se mezcla con niquel pulverizado (agente de contacto) y se pasa el hidrógeno sobre la mezcla a los 250,° C se forma el metano CH_4 (99%). La acción es reversible y exotérmica; y por la tanto, a una temperatura más elevada es menos completa. A los 850,° C alcanza únicamente a 1,5%. Por otra parte, un arco eléctrico entre polos de carbono, en una atmósfera de hidrógeno, da trazas de acetileno C_2H_2, y esta acción es endotérmica. Los demás compuestos de carbono e hidrógeno se obtienen todos con las reacciones indirectas.

Disulfuro de Carbono CS_2.—Este compuesto se obtiene con la unión directa de los vapores de azufre y de carbón de leña ardiendo. En su preparación se usa la estufa eléctrica. El disulfuro de carbono se desprende en la forma de vapor y luego se condensa:

$$C + 2S = CS_2$$

El disulfuro de carbono es un líquido incoloro. Trazas de otros compuestos dan a esta substancia (del comercio) un olor muy desagradable. Arde en el aire formando el dióxido de carbono y el dióxido de azufre. Es un disolvente importantísimo del azufre y del caucho, y disuelve además el yodo y el fósforo libremente. Se usa principalmente en la preparación de ciertos venenos para las ratas y las hormigas, etc.

Tetracloruro de Carbono CCl_4.—Este compuesto se prepara pasando el cloro seco sobre el disulfuro de carbono, conteniendo un poco de yodo (agente de contacto) en disolución:

$$CS_2 + 3Cl_2 = CCl_4 + S_2Cl_2$$

El tetracloruro de carbono destila primero. El monocloruro de azufre se purifica para usarse en la vulcanización del caucho. El tetracloruro de carbono es un líquido incoloro que disuelve la grasa, el alquitrán, y muchos otros compuestos orgánicos. Se usa para quitar el aceite y la grasa de la lana, del lino, de las semillas resinosas y de

los huesos. En este respecto el tetracloruro de carbono es superior a la bencina y a la gasolina porque no es inflamable. "Carbona," que se usa para remover las manchas de los vestidos, de los guantes y de los zapatos, es bencina a la que ha sido añadido suficiente tetracloruro de carbono para hacer la mezcla no inflamable. "Pirine" que sirve para extinguir el fuego, contiene principalmente tetracloruro de carbono. La temperatura de la substancia encendida se disminuye porque el calor se consume en vaporizar la pirine, y al mismo tiempo, el vapor desplaza el aire y para la combustión.

La Estufa Eléctrica.—Hasta hace muy pocos años el calor intenso necesario para los cambios químicos era obtenido quemando el carbono o sus compuestos, tales como el carbón de leña, los gases del alumbrado y el aceite. Algunas veces se usaba el horno de fundición, o el soplete de oxígenohidrogenado. Pero todos estos aparatos han sido sobrepasado en su eficiencia por la estufa eléctrica.

Es muy comúnmente sabido que un arco de luz eléctrica produce intenso calor. La temperatura altísima del arco eléctrico, (el espacio entre los dos puntas de los carbones) no tiene rival entre los otros aparatos productores de calor artificial. Ahora bien, cuando los dos carbones se colocan en una caja que impida el escape del calor, se produce una temperatura estimadamente de 3,500 grados, en el interior de la caja. Este aparato se llama ESTUFA ELÉCTRICA. El químico francés, Moissan, fué de los primeros en experimentar a las temperaturas altas producidas con este aparto.

Usos Industriales de la Estufa Eléctrica.—Estufas enormes construidas conforme al tipo de resistencia están actualmente en operación activa. Y puesto que la electricidad se obtiene generalmente en varias localidades con los dinamos movidos por agua, nuevas industrias que requieren calores intensos han sido desarrolladas últimamente. Algunas de estas plantas eléctricas están en Niagara Falls; y suministran un poder enorme.

Carburo de Calcio.—Esta substancia se prepara en gran escala calentando una mezcla de óxido de calcio y coque (una forma de carbono) en una estufa eléctrica. El cambio químico es causado principalmente por el calor intenso y puede ser representado del modo siguiente:

$$3C + CaO = CaC_2 + CO$$

El carburo de calcío es un sólido duro, quebradizo, gris obscuro y con lustre metálico. Su gravedad específica es 2,2. La propiedad y uso más importante, es su acción con el agua, para formar el acetileno:

$$CaC_2 + 2H_2O = C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

El acetileno arde con una llama muy brillante; y está siendo usado muy generalmente para el alumbrado.

Carborundo.—Esta substancia es un compuesto de silicio y de carbono, SiC. Se prepara en la estufa eléctrica fundiendo arena (dióxido de silicio, SiO_2) coque, serrín y sal común:

$$SiO_2 + 3C = SiC + 2CO$$

El carborundo es un sólido cristalino y varía en su color del blanco al verde; y es muchas veces iridescente. Es muy duro, más que el rubí, y casí tanto como el diamante. Debido a esta propiedad el carborundo se usa extensamente como una substancia raspante, y en la fabricación de las piedras de afilar, aguzadera, etc. El carborundo es un buen conductor del calor.

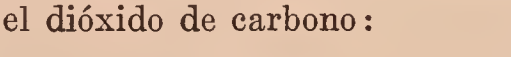
Grafito Artificial.—Esta substancia se fabrica en gran escala principalmente en Niagara Falls, calentando una calidad especial de carbón de pierra o coque en una estufa eléctrica. El proceso u operación es electrotérmico, y da un producto muy excepcionalmente apropiado para los electrodos usados en los aparatos electrolíticos y electrotérmicos.

CAPÍTULO XXV

ÓXIDOS DE CARBONO. ÁCIDO CARBÓNICO. LA LLAMA

Dióxido de Carbono

Formación Natural.—Hay tres fuentes muy importantes para el dióxido de carbono: la descomposición de las materias vegetales y animales; la oxidación que tiene lugar constantemente en los animales y en cierto menor grado en las platas, y la combustión de todos los combustibles ordinarios, como la madera, el carbón de piedra y el gas. Estos combustibles consisten en su mayor parte de carbono, y éste al arder, se combina con el oxígeno formando el dióxido de carbono:



$$C + O_2 = CO_2$$

Por tanto, este gas está constantemente en el aire, generalmente en la cantidad de cuatro partes por cada mil. Esta proporción sería mucho más grande si no fuese que las plantas lo toman constantemente, y al usarlo en la formación de sus tejidos restoran el oxígeno al aire. Las aguas naturales contienen este gas muy frecuentemente; y en ciertas aguas el gas está disuelto en tanta cantidad que efervescen; es decir, el gas se desprende en burbujas, a menos que el agua sea mantenida en recipientes cerrados. Este gas se desprende también de los volcanes y de otras fuentes subterráneas y de los líquidos en fermentación. También se encuentra en el interior de las minas.

Preparación.—El dióxido de carbono se prepara más convenientemente en su forma pura con la acción de un ácido sobre un carbonato. El carbonato de calcio se usa

generalmente debido a su abundancia: el mármol, la piedra de cal y el yeso o tizate consisten generalmente de este compuesto. En el laboratorio se usa el ácido clorhídrico más frecuentemente debido a la solubilidad del cloruro de calcio que se forma. Esta acción se representa como sigue:

$$CaCO_3 + 2H_2O = CaCl_2 + H_2O - CO_2$$

Para remover el ácido clorhídrico que pueda haber sido llevado con el gas, éste se pasa por agua. José Black, en 1757, fué el primero en reconocer este gas como una substancia distinta. Él observó su formación cuando el mármol o el carbonato de magnesio se calentaban, y llamó a este gas, "aire fijado" por el hecho de estar contenido en estas substancias.

Propiedades Físicas.—El dióxido de carbono es un gas incoloro de poco sabor y olor. Es cerca de una vez y media más denso que el aire; y por lo tanto, puede pasarse de un frasco a otro, igual que el agua. En las cavernas, pozos y minas, el dióxido de carbono se desprende del suelo o del agua, y si hay poca ventilación, se acumula en grandes cantidades. Es soluble en el agua, que disuelve su propio volumen a la temperatura ordinaria. Bajo un aumento de presión el agua disuelve más gas; y cuando la presión se merma éste se desprende lentamente. El agua sodatada, es agua que contiene dióxido de carbono forzado bajo presión (60 a 150 libras) y que efervesce fácilmente. Durante la fermentación, los líquidos embotellados, como el champaña, efervescen por la misma razón. El dióxido de carbono licuado se usa, igual que el amoníaco, en la refrigeración y en la preparación del hielo artificial, especialmente en las embarcaciones donde el uso del amoníaco es muy peligroso.

Propiedades Químicas.—El dióxido de carbono es químicamente inactivo para con la mayoría de las substancias, puesto que, en sí mismo, es el resultado de la oxidación completa del carbono. No arde ni mantiene la combustión. Sinembargo, el potasio ardiente, el sodio y el magne-

sio lo descomponen al unirse con el oxígeno, dejando libre el carbono. La presencia de una cantidad pequeña del gas en el aire apaga la combustión; y causa la muerte por sofocación. Una candela se apaga en aire que contenga un 4% del gas; y cuando hay una proporción más grande, la vida se hace imposible.

La reacción más importante del dióxido de carbono consiste en su descomposición, bajo la influencia de la luz y de la clorofila, con el desprendimiento del oxígeno libre:

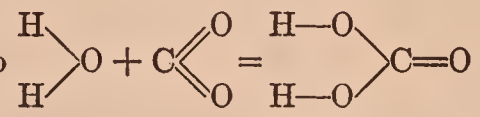
$$6CO_2 + 5H_2O = 6O_2 + C_6H_{10}O_5 \text{ (almidón)}$$

El agua en esta reacción viene de las raices de las plantas; y el dióxido de carbono procede del aire.

La disolución del dióxido de carbono da una reacción ligeramente ácida; y forma los carbonatos con las bases.

El dióxido de carbono al ser disuelto en el agua forma un ácido inestable:

$$H_2O + CO_2 \rightleftarrows H_2CO_3.$$



El ácido carbónico, igual que el hidrato de amonio, no ha sido aislado hasta ahora; pero la formación de los carbonatos indica la presencia de los yones de hidrógeno y de CO_3. El nombre de ácido carbónico se aplica, aunque incorrectamente, al anhídrido CO_2, que no muestra ninguna propiedad ácida.

Usos del Dióxido de Carbono.—Muchos de los usos del dióxido de carbono han sido mencionados ya. Como un gas soluble fácilmente y no venenoso, se emplea extensamente en la fabricación de ciertas bebidas, como las aguas minerales de Seltzer, Vichy y otras más, preparadas artificialmente y cuya composición es igual a la de las fuentes naturales. Este gas se usa en grades cantidades en la fabricación del bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, del carbonato de sodio, Na_2CO_3, $10H_2O$, y del plomo blanco, un carbonato básico de plomo, $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$.

Puesto que el dióxido está completamente oxidado, y como no arde y es muy estable, los combustibles ordinarios tampoco arden en él. Una proporción muy pequeña de este gas destruye el poder del aire para mantener la combustión. Por esta razón, los *matafuego portátiles* contienen una disolución diluída de bicarbonato de sodio, y además una botella de ácido sulfúrico. Cuando se invierte el tanque, el ácido se derrama sobre la disolución:

$$2NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows Na_2SO_4 + 2H_2CO_3 \rightleftarrows 2H_2O + 2CO_2$$

Este líquido es más efectivo que una cantidad igual de agua, porque el dióxido de carbono se difuga mezclado con el aire ambiente necesario para la combustión.

El *levantamiento* del pan, depende de la expansión de las burbujas de dióxido de carbono con el calor; el dióxido de carbono es proveído por la levadura, o por la reacción del bicarbonato de sodio y un material de reacción ácida, como el tartrato ácido de potasio, crémor tártaro:

$$NaHCO_3 + HKC_4H_4O_6 = NaKC_4H_4O_6 + H_2O + CO_2$$

El compuesto tartrato doble de sodio y de potasio, $NaKC_4H_4O_6$, se conoce con el nombre de "Sal de la Rochella."

Propiedades Químicas del Acido Carbónico.—La disolución del dióxido de carbono en agua muestra las mismas propiedades de un ácido débil. Conduce la electricidad, aunque no muy bien. Cambia el papel de tornasol en rojo. La yonización tiene lugar principalmente conforme a la ecuación siguiente:

$$H_2CO_2 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$$

Carbonatos y Bicarbonatos.—Cuando se mezcla un exceso de la disolución acuosa del ácido carbónico con otra de una base, como el hidrato de sodio; o más generalmente,

cuando el dióxido de carbono se pasa por una disolución de un álcali, hasta que el líquido se satura, se forma el agua y el carbonato ácido (BICARBONATO) de sodio se disuelve:

$$H_2CO_3 + NaOH = H_2O + NaHCO_3 \text{ ó } H^{+} + OH^{-} = H_2O$$

Aun cuando el bicarbonato es técnicamente una sal ácida, su disolución es neutra, debido a la disociación excesivamente ligera del yon HCO_3.

Añadiendo un equivalente de hidrato de sodio se obtiene el carbonato normal:

$$NaOH + NaHCO_3 = H_2O + Na_2CO_3 \text{ ó } OH^{-} + HCO^{-} = H_2O + CO_3^{=}$$

Esta disolución, igual que todas las de las sales de una base fuerte y de un ácido débil, es alcalina en reacción. Esto es así porque la tendencia para formar el HCO_3^{-} yonizado muy ligeramente, hace la continuación de la acción yónica marcadamente reversible.

LOS CARBONATOS NORMALES, con excepción de aquellos de potasio, de sodio y de amonio, son insolubles en el agua; y pueden ser obtenidos con la precipitación, cuando se emplean los yones respectivos. Por ejemplo:

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightleftarrows BaCO_3 + 2NaCl, \text{ o}$$

$$Ba^{++} + CO_3^{=} = BaCO_3$$

La disolución acuosa de dióxido de carbono interactúa de igual manera con los hidratos de bario y de calcio:

$$Ca(OH) + H_2CO_3 \rightleftarrows CaCO_3 + 2H_2O$$

Estas precipitaciones se usan en el *examen* del dióxido de carbono.

Monóxido de Carbono

Preparación.—Puesto que el monóxido de carbono difiere del dióxido en que contiene un átomo de oxígeno en lugar de dos, se puede preparar con la reducción del dióxido de carbono. Esto se logra mejor pasando una corriente de dióxido de carbono sobre el carbono calentado al rojo en un vidrio resistente, o en tubo de hierro. El carbono actúa como agente de reducción:

$$CO_2 + C = 2CO$$

En el laboratorio se prepara más convenientemente el monóxido de carbono con la descomposición del ácido oxálico. Este al ser calentado con el ácido sulfúrico concentrado se descompone como sigue:

$$C_2H_2O_4 = CO_2 + H_2O + CO$$

El objeto del ácido sulfúrico es extraer el agua formada en la descomposición del ácido oxálico. El dióxido de carbono se remueve pasando los gases por una disolución concentrada de hidrato de potasio.

Propiedades Físicas.—El monóxido de carbono es un gas incoloro con un olor muy ligero. Es más ligeramente pesado que el aire; y casi insoluble en el agua. Es muy venenoso, una cantidad muy pequeña en el aire causa los dolores de cabeza; y una más grande, la muerte.

Propiedades Químicas.—Bajo las condiciones ordinarias el monóxido de carbono arde en el aire con una llama azulada. Ahora bien, si el aire y el monóxido están secos no ocurre la combinación. El monóxido de carbono puede actuar como un agente de reducción muy poderoso. La reducción de los óxidos de hierro en el horno de fundición se debe principalmente al monóxido de carbono.

El monóxido de carbono evita la combinación del dióxido con la hemoglobina de la sangre, entrando el

mismo en combinación. Por esta misma razón una cantidad comparativamente pequeña de monóxido de carbono puede ocasionar la muerte. El compuesto formado en los corpúsculos tiene un color rojo brillante y es tan estable, que pueder ser observado muchos años después de la muerte. El monóxido de carbono es el principal veneno que se escapa de los gases del alumbrado y de las estufas.

Usos.—El uso principal del monóxido de carbono es en el *agua-gas*. Ésta se forma en la reducción del vapor de agua con el carbón de piedra caliente:

$$C + H_2O = CO + H_2$$

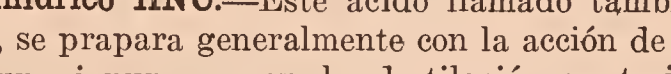
El proceso consiste esencialmente en forzar alternativamente el aire y el vapor de agua a través de antracita o coque incandescente contenido en un cilindro de hierro (*productor*). El aire se hace pasar hasta que la combustión es vigorosa. Después se suprime el aire y se cierra la chimenea de escape para forzar la entrada del vapor de agua supercalentado. Éste reacciona con el monóxido de carbono de la manera descrita anteriormente, y el hidrógeno pasa dentro de otro cilindro (*carburador*), donde se mezcla con el vapor del hidrocarburo. Esta mezcla se une completamente en el *supercalentador* y después pasa a través de varios purificadores (*restregadores*) hacia el tanque de almacenaje. El objeto de la adición de los hidrocarburos es para dar a la mezcla de hidrógeno y de monóxido de carbono las substancias que produzcen luz al ser quemadas; puesto que los gases originales arden con una llama no luminosa.

El monóxido de carbono es el principal constituyente productor de calor en otro gas, conocido con el nombre de *generador de gas*. Éste se prepara forzando el aire sobre una capa de coque incandescente, en una estufa construida especialmente con tal fin. Aun cuando el generador de gas contiene cerca de un 63% de nitrógeno, se usa extensa-

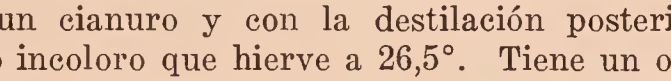
mente como combustible, debido a la uniformidad de la temperatura desarrollada.

Cianógeno

Cianógeno, C_2N_2.—Este compuesto se prepara pasando una disolución de sulfato cúprico sobre otra caliente de cianuro de potasio. El cianuro cúprico se precipita primero y luego se descompone rápidamente en cianuro cuproso y cianógeno:



$$2KNC + CuSO_4 = Cu(NC)_2 + K_2SO_4$$

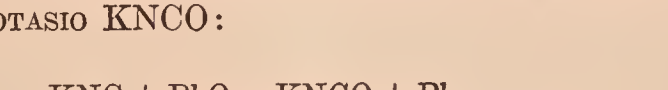


$$2Cu(NC)_2 = 2CuNC + C_2N_2$$

El cianógeno es un gas muy venenoso, y tiene un olor muy característico.

Acido Cianhídrico HNC.—Este ácido llamado también ÁCIDO PRUSICO, se prapara generalmente con la acción de un ácido sobre un cianuro y con la destilación posterior. Es un líquido incoloro que hierve a 26,5°. Tiene un olor parecido al de la almendra amarga, y es muy venenoso. En disolución acuosa, es un ácido extremadamente débil. El ácido cianhídrico y los cianuros son compuestos insaturados, este hecho se ilustrará en los párrafos siguientes.

Cianatos y Tiocianatos.—Cuando se funde y agita el cianuro de potasio con un óxido fácilmente reducible, por ejemplo, el óxido de plomo (PbO), el metal se colecta derretido en el fondo del crisol de hierro, y se produce el CIANATO DE POTASIO KNCO:



$$KNC + PbO = KNCO + Pb$$

Cianato de Amonio NH_4NCO.—Este compuesto al ser disuelto en agua caliente experimenta un cambio muy profundo y se torna en UREA $(NH_2)_2CO$ (carbamido), que tiene la *misma composición.* La primera es una sal yonizada y entra en descomposición doble; y la segunda no es yoni-

zada; pero igual que el amoníaco, puede combinarse con los ácidos. Este es un ejemplo de REARREGLAMIENTO INTERNO.

Rearreglamiento Interno.—Las substancias que tienen la misma composición y peso molecular, pero son diferentes en el comportamiento químico se llaman ISÓMEROS. La urea es una de las formas en la cual el nitrógeno es eliminado por los animales. La preparación artificial de esta substancia, fué llevada a cabo por Wohler en 1828.

Cuando el cianuro de potasio en disolución acuosa se hierve con azufre, o con un polisulfuro, se convierte en TIOCIANTO DE POTASIO KCNS. Esta sal, o el TIOCIANATO DE AMONIO NH_4CNS, se usan en el examen de los yones férricos, debido al color rojo intenso del tiocianato férrico formado.

La Llama

Historia.—Después de haberse establecido definitivamente la verdadera naturaleza de la combustión; la de la llama continuó por más de un siglo llamando la atención de los químicos. El verdadero carácter de la llama siendo conocido, los detalles de la serie de los cambios operados en y alrededor de cada una de las clases de la llama, abrumó la ingenuidad de los experimentadores.

Sir H. Davy, experimentando acerca de la naturaleza y condicion de la llama, previo a la invención de su "lámpara de seguridad," demostró que la luz de las llamas comunes, depende casi enteramente de la acumulación de partículas sólidas de carbón de leña, en un estado de calor resplandeciente y blanco, en el interior de la llama. Estas partículas encendidas experimentan combustión posterior, indudablemente; pero a fine de volver—las calientes y blancas, y aun para separarlas de los otros constituyentes de los combustibles gasificados, se necesita primero un calor muy intenso. ¿De dónde proviene éste? Davy demostró, que la llama de una materia gaseosa (y todas las substancias son gasificadas antes de formar una

llama) consiste en las circunstancias ordinarias de tres partes:—

1. Una porción central, interna y fria de gas no consumido.

2. Un casco de gas encendido, en el cual los constituyentes más combustibles (aquéllos que al ser mezclados con el aire arden a temperatura menos elevada) se queman, principalmente el hidrógeno, produciendo un calor muy intenso; pero como el abastecimiento del aire en este casco es limitado, cuando hay mucho carbono, éste se separa en partículas muy finas, que a la temperatura elevada, arden y dan luz.

3. Un casco exterior, donde las partículas al encontrarse con mayor abastecimiento de aire, arden, emitiendo el calor, pero no la luz.

Muchas preguntas interesantísimas pueden suscitarse sobre estos hechos: ¿Cuáles son los productos intermediarios en las diferentes circunstancias? ¿Cómo arden las otras substancias además del hidrógeno y del carbono? ¿Cuáles son los productos ulteriores de la combustión de cada uno de ellos? Estas y otras muchas preguntas semejantes no han recibido hasta hoy la respuesta conclusiva.

El artificio más reciente para facilitar la investigación de este hecho, fué inventado por el Profesor Smithells. Faraday empleó un tubo pequeño de vidrio, como sifón, para extraer los productos medio quemados en la combustión del interior de la llama, y obtuvo resultados algo satisfactorios. El aparato del Profesor Smithells da resultados más correctos.

Mientras la naturaleza del fenómeno, y los detalles de las propiedades y cambios de las substancias van siendo cada día más conocidos y familiares, sin embargo, es en un sentido muy limitado, que podemos decir que los entendemos. Hemos llegado ha saber cómo arden los cuerpos; y por lo tanto, no nos sorprendemos de los resultados de la misma acción. I finalmente, no poseemos conocimiento alguno acerca del "*porque de estas cosas,*" y esta-

mos hoy tan atrazados en este respecto, como cuando se escribió el Libro de Job.

Significación del Térnimo.—En la combustión del carbón de leña no hay casi LLAMA alguna, porque la luz emana casi enteramente del sólido macizo e incandescente. Cuando se mezclan dos gases y se encienden, pasa un especie de llama altravez de la mezcla, pero esta llama no puede tomarse como tal en el sentido ordinario. El movimiento rápido del destello, y la explosión que le acompaña, son en cierto modo, contrarios a la combustión silenciosa que caracteriza a la llama.

Tratándose del gas del alumbrado, la producción de una llama muy característica, es debido a la unión química de una corriente de una clase de gas en una atmósfera de otra. La llama se hace de la materia caliente al encontrarse los dos gases. En el caso de la llama de una candela, uno de los cuerpos parece ser sólido, pero un examen más detenido del fenómeno, muestra que el sólido no arde directamente. Un gas combustible se fabrica continuamente con el calor de la combustión y se levanta de la mecha. La introducción de un tubo estrecho en el interior de la llama nos permite separar una corriente de este gas, y ser quemado en un punto más distante. Por lo tanto: LA LLAMA ES UN FENÓMENO PRODUCIDO EN LA SUPERFICIE DONDE SE UNEN DOS GASES Y EXPERIMENTAN COMBINACIÓN CON LA EVOLUCIÓN DEL CALOR, Y MÁS O MENOS DE LA LUZ.

Bajo el punto de vista químico, àmonta muy poco si el gas del exterior de la llama contiene oxígeno, o si el gas del interior consiste de substancias conocidas ordinariamente como combustibles, o si este orden es alterado.

Llamas Luminosas.—La llama del hidrógeno, bajo las condiciones ordinarias es invisible, porque casi toda la energía de la combustión da por resultado la producción del calor. Una parte de ésta puede ser transformada en luz, con la suspensión en la llama de un cuerpo sólido apropiado, tal como un alambre de platino, etc. Un pedazo de cal viva mantenido en la llama de oxígeno-

hidrogenado, sirve de ilustración muy práctica para obtener la luminosidad. En general, la luminosidad puede producirse con la presencia de cualquier sólido, que sea calentado hasta la incandescencia.

Quemador de Bunsen. Llama de Bunsen.—En el quemador inventado por Roberto Bunsen, una corriente del gas ordinario del alumbrado se proyecta de la abertura estrecha dentro de otra más amplia del tubo, Fig. IX y se mezcla con el aire, que penetra por aberturas cuyas dimensiones pueden graduarse por medio de un anillo apropiado. Cuando el abastecimiento del aire es suficiente la llama no es luminosa. Con una construccion un poco diferente, y con el uso del fuelle para forzar una cantidad más grande de aire, se obtiene una llama mucho más caliente. Este instrumento en este caso, se conoce con el nombre de LÁMPARA DE FUNDICIÓN.

Estructura de la Luminosidad de la Llama de Bunsen. —Cuando se examina una llama excesivamente luminosa pequeña, las diferentes partes de que consta pueden ser fácilmente observadas. En el interior hay un cono negro, que se compone de gas iluminante y de aire, y en esta parte no ocurre combustión alguna. Si se coloca un fósforo o cerilla sostenido por un alfiler dentro del tubo, el fósforo no arde rápidamente. Por lo tanto: esta parte no puede ser propiamente considerada como parte de la llama. En el exterior hay una capa azul muy vívida, que se puede observar mejor en la parte baja de la llama, y que se extiende debajo del manto lunimoso y cubre el cono negro completamente. En el exterior de la llama azul, y cubriendo la mayor parte de ésta, hay una porción luminosa en forna de cono. En la parte superior y sobre el todo, hay un manto pálido de una llama no-luminosa, que se vuelve visible sólo cuando la luz de la parte luminosa se obstruye a propósito. En la llama luminosa del gas hay, pues, cuatro regiones, si contamos el cono interior del gas.

Llamas de Oxidación y de Reducción.—La parte exterior de la llama de Bunsen, se denomina LLAMA DE OXIDA-

CIÓN, porque en esta parte se da libremente el oxígeno a las substancias expuestas a su acción. La porción interior se denomina LLAMA DE RODUCCIÓN, porque aquí el oxígeno es escaso e incompleta la combustión.

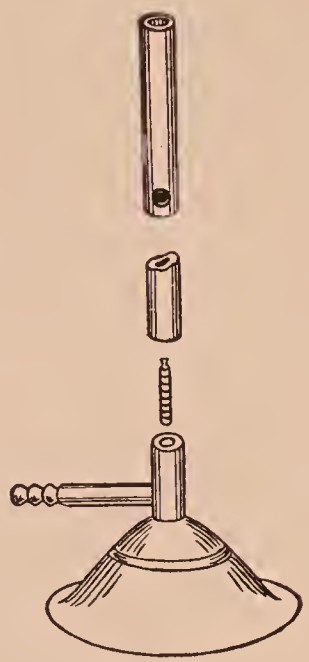


FIG. IX.

Causas de la Luminosidad y de la No-Luminosidad.— El estudio de los cambios químicos que ocurren en la llama de Bunsen, particularmente con el objeto de explicar (1) la luminosidad de la llama del gas puro, y (2) la no-luminosidad de aquélla producida por el mismo gas cuando se mezcla con el aire, ha sido objeto de muchas investigaciones elaboradísimas. Las preguntas son las siguientes: (1) ¿por qué se desprende el carbono en el primer caso? y (2) por qué no se desprende en el segundo?

Consideremos estas preguntas en orden.

(1). Las investigaciones de Lewes (1892) y de otros, muestran conclusivamente que el carbono libre en la zona luminosa de la llama ordinaria está acompañado del hidrógeno libre, y que ambos se forman con la disociación

del etileno. Esta substancia al ser calentada da el acetileno, y éste se disocia después en carbono e hidrógeno:

$$C_2H_4 = H_2 + C_2H_2 = 2C + H_2$$

El carbono resplandece hasta que impelido hacia el exterior se encuentra con el oxígeno del aire y se quema. El primer oxígeno encontrado se combina más rápidamente con el hidrógeno, puesto que éste es un gas, y después con el carbono que, estando en partículas *sólidas* arde menos rápidamente. Ahora bien, qué el carbono resplandece al ser calentado en la ausencia del oxigeno, sin ser consumido, es un hecho muy familiar observado en el proceder de la lámpara eléctrica incandescente, cuyos filamentos son frecuentemente hechos de carbono.

(2). La influencia del aire admitido en el quemador de Bunsen, y que impide la disociación de cierto modo hasta evitar o destruir toda luminosidad, es el punto más difícil de explicar. El efecto es frecuentemente atribuido al oxígeno, que contiene el aire. Esta opinión, sin embargo, es seriamente atenuada por la consideración del hecho indudable de que el oxígeno no es necesario. El dióxido de carbono y el vapor de agua son igualmente eficientes al ser intruducidos en lugar del aire. Y aun el nitrógeno, que como sabemos, no puede posiblemente suponersele oxígeno alguno, destruye de igual manera la luminosidad.

Es, pues, evidente que el efecto es debido, en parte al menos, a la *dilución* con un gas *frío*. Esto se comfirma por la observación de que un plato de platino frío mantenido en una llama pequeña y luminosa, igualmente destruye la luminosidad. Cuando se calienta el tubo del quemador de Bunsen con el fin de que la temperatura de los gases sea considerablemente elevado antes de alcanzar la llama no-luminosa, esta última se vuelve luminosa. Es muy probable, por lo tanto, que el gas frío baja la temperatura del interoir de la llama; y a la vez, la dilución disminuye la velocidad con que se forma el carbono libre (Lewes). Ahora bien, aun soponiendo que la tempera-

tura no sea reducida abajo de aquélla a que la disociación del etileno ocurre, sin embargo, la dilución y el enfriamiento, juntos, evitan la disociación rápida necesaria para la producción del gran exceso del carbono libre, requerido para suministrar la luz.

Antes de que estas investigaciones fuesen realizadas, se dió una respuesta muy diferente al hecho de que por qué la llama del gas iluminante puro contiene el carbono libre y es luminosa. Se suponía que el hidrógeno era quemado

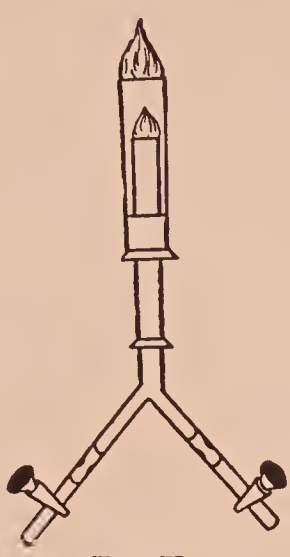


Fig. X.

más fácilmente que el carbono; y que el último quedaba libre para ser quemado después. Es cierto que el hidrógeno gaseoso quema más fácilmente que el carbono *sólido;* pero en el etileno, *ambos* elementos están igualmente en el estado gaseoso; y por lo tanto: la explicación era errónea. Smithells, en 1892, demostró la falcedad de la explicación anterior por medio de su invento del SEPARADOR CÓNICO, Fig. X. El aire y el etileno u otro gas cualquiera son admitidos separadamente; y el cono interior de la llama no luminosa descansa sobre el tubo estrecho interior, a la vez que el cono exterior está en la superficie. Por medio de un tubo (no mostrado en la fig.) él separó el gas

intercónico interior y encontró, que mientras todo el carbono (incluyendo el monóxido) había sido quemado en el cono interior, la mayor parte del hidrógeno estaba todavía enteramente incombinado.

El cambio en el cono interior de la llama de Bunsen consiste, por consiguiente, principalmente en la inflamación de todos los hidrocarburos con el desprendimiento del hidrógeno. En el cono exterior tiene lugar prácticamente la inflamación del agua gas.

CAPÍTULO XXVI

SILICIO—BORO

Respecto a la RELACIÓN QUÍMICA existe una semejamza muy íntima entre el silicio y el carbono. El silicio da un monóxido; pero es cuadrivalente en todos sus demás compuestos. El silicio es un metaloide.

Historia.—El silicio no se encuentra libre en la Naturaleza; el compuesto de oxígeno—silice, es muy abundante. La operación de la fabricación del vidrio ha sido conocida desde los tiempos más remotos; y J. J. Becher creyó que los silicatos usados contenían una substancia muy peculiar, que él llamó *Terra Vitrecibilis,* tierra vidrificable; y que hoy se llama "silice." En el siglo XVI, se supo que la tierra vidrificable de Becher, no se fundía al ser calentada sola y que se formaba un vidrio fusible al ser calentada con otras tierras. O. Tachenius, en 1660, notó que la tierra vidrificable tenia propiedades ácidas en lugar de álcalinas; y finalmente K. W. Scheele, en 1773, probó que esta substancia era un ácido muy refractario.

Origen.—El silicio, por el contrario del carbono, no se encuentra en condición libre en la Naturaleza. En combinación es el elemento más abundante después del oxígeno; y constituye más de una cuarta parte de la corteza terrestre. El óxido es el silice o arena (SiO_2); y este óxido y sus compuestos son los componentes de casi todas las rocas comunes. En el mundo inorgánico, el silicio representa lo que el carbono es en el mundo orgánico. E igual que el carbono, el silicio existe en tres formas alotrópicas: un polvo castaño amorfo, una forma cristalina gris opaca, parecida al grafito y los cristales octaédricos.

Preparación.—Cuando se mezclan el magnesio pulverizado finamente con la arena, y se calienta una parte de dicha masa, tiene lugar una acción muy violenta:

$$2Mg + SiO_2 = 2MgO + Si$$

Y si se usa un exceso del metal, se forma también un poco de silicato magnésico Mg_2Si. La mezcla se trata con un ácido diluído para descomponer el óxido de magnesio y el silicato, y dejar el silicio (amorfo) indisuelto. Cuando se disuelve el silicio amorfo en el zinc derretido, la masa en el estado sólido, contiene el silicio cristalino. El zinc se separa con la acción de un ácido diluído, y el silicio queda sin ser afectado.

El silicio y el FERRO-SILICIO (una aleación de hierro y silicio) se preparan hoy en gran escala; el primero, calentando arena y carbono; y el segundo, calentando una mezcla de óxido férrico y arena con carbón en la estufa eléctrica.

Propiedades.—El silicio amorfo es un polvo castaño. Se une con el flúor a la temperatura ordinaria; con el cloro a los 430 grados; con el bromo a los 500,°; con el oxígeno a los 400,°; con el azufre a los 600,°; con el nitrogeno arriba de los 1000,° y con el carbono y el boro a las temperaturas obtenidas únicamente en la estufa eléctrica. El silicio se disuelve con una mezcla de ácido hidrofluorhico y ácido nítrico, dando el tetrafluoruro de silicio. El silicio cristalino forma agujas negras, correspondientes al sistema hexagonal. El silicio y el ferro-silicio actúan fácilmente sobre una disolución fría de hidrato de sodio, formando el orto—o metasilicato de sodio:

$$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2$$

Esta es una de las fuentes del hidrógeno usado para llenar los globos.

Silicio Hidrido SiO_4.—El silicio difiere del carbono en que da únicamente dos compuestos bien definidos con el

hidrógeno. El principal de ellos puede ser desprendido en la forma de gas con la acción del ácido clorhídrico sobre el silicato magnésico:

$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4$$

Esta acción es parecida a la empleada en la preparación del sulfuro de hidrógeno. El gas es muy inflamable, y arde formando agua y dióxido de silicio. Al ser calentado solo se descompone en sus constituyentes.

Tetracloruro y Tetrafluoruro de Silicio.—El tetracloruro se forma con la unión directa de los elementos, $SiCl_4$. Se prepara también pasando el cloro sobre una mezcla de dióxido de silicio y carbono fuertemente calentada.

Los productos entran en un condensador en el cual el tetracloruro toma el estado líquido:

$$2Cl_2 + SiO_2 + 2C = SiCl_4 + 2CO$$

El cloro no puede desplazar el oxígeno en combinación con el silicio, ni tampoco actúa solo sobre la arena. Por lo tanto: en la acción anterior se usó el carbono para obtener el oxígeno, mientras el cloro se combinaba con el silicio. El tetracloruro de silicio es un líquido incoloro, que fumiga fuertemente en el aire; y en el agua precipita el ácido silícico:

$$SiCl_4 + 4H_2O = 4HCl + Si(OH)_4$$

Cuando el ácido fluorhidrico fuerte actúa sobre la arena, se desprende el TETRAFLUORURO DE SILICIO, SiF_4:

$$SiO_2 + 4HF = 2H_2O + SiF_4$$

Puesto que el agua interactúa con el tetrafluoruro, éste último se prepara más convenientemente calentando la arena con el fluoruro de calcio pulverizado y un exceso de ácido sulfúrico.

El tetrafluoruro de silicio es un gas incoloro, que fumiga fuertemente en contacto con el aire húmedo; y actúa vigorosamente sobre el agua. Esta interacción es diferente de aquélla del tetracloruro, porque el exceso del tetrafluoruro forma un compuesto complejo con el ácido fluorhidrico:

$$(1) \quad SiF_4 + 4H_2O = Si(OH)_4 \ (+4HF).$$
$$(2) \quad (4HF) + 2SiF_4 = 2H_2SiF_6$$
$$3SiF_4 + 4H_2O = Si(OH)_4 + 2H_2SiF_6$$

El ácido silícico se precipita en el agua y puede separarse filtrándolo, y forma una disolución de ACIDO HIDROFLUOSILÍCICO.

Acido Hidrofluosilícico H_2SiF_6.—Este ácido es estable únicamente en disolución. Cuando se remueve el agua con la evaporación, se desprende el tetrafluoruro de silicio, mientras que la mayor parte del fluoruro de hidrógeno queda hasta el fin. Cuando se calientan las sales de este ácido, se descomponen de una manera similar a la anterior.

Dióxido de Silicio SiO_2.—Este compuesto es muy abundante en diferentes formas en la Naturaleza. La arena, el cascajo y la piedra arenisca, son en su totalidad dióxido de silicio. Este compuesto es el ingrediente esencial de las rocas, como el granito y gneis. El CUARZO es dióxido de silicio. Existen muchas variedades que difieren en color y estructura, debido a las impurezas diminutas o a su modo de formación. Entre las formas cristalinas están el CRISTAL DE ROCA, incoloro; la AMATISTA, púrpura, y las formas rosado, amarillo, etc. Entre las variedades amorfas están la CALCEDONIA; las diferentes formas de AGATA con diversos colores, la CORNERINA, castaño rosado; el ONYX, blanco y negro; el GASPE, rojo o castaño; el PEDERNAL, castaño opaco o negro y el HORSTENO. El OPALO, es silicio hidratado (SiO_2NH_2O).

Las conchas de los radiolarios son silíceas y muchas margas y areniscas contienen restos de estas especies, formando a veces depósitos de gran espesor.

Propiedades y Usos del Dióxido de Silicio.—Esta substancia es más dura que el vidrio; es insoluble en los reactivos ordinarios; pero se disuelve en los álcalis derretidos. El cuarzo al ser derretido con la llama de oxigenohidrogenado puede tomar la formas de hilos elásticos muy delicados, que se usan en ciertos instrumentos científicos. La arena blanca, que es casi silice puro, se usa en la fabricación del vidrio y de la porcelana. El cristal de roca se usa en la fabricación de los lentes. La madera petrificada ha sido formada con el remplazamiento gradual de las fibras por el silicio, manteníendo su estructura original. Esta madera se usa como piedras ornamentales. El silicio se encuentra en las cenizas de muchas plantas y contribuye a dar dureza y resistencia a las plantas que lo contienen, tales como el bambú, etc.

Silicatos.—El dióxido de silicio, igual que el dióxido de carbono, reacciona con los álcalis y formas las sales llamadas silicatos:

$$SiO_2O + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O$$

Los silicatos de sodio y de potasio son solubles en el agua; y casi todas los demás silicatos son insolubles y muy estables, y constituyen la mayor parte de la tierra. Los minerales tales como las rocas porfídicas son características por el predominio de los silicatos básicos, principalmente los de magnesio.

Los silicatos de sodio y de potasio se preparan derritiendo los carbonatos hidratodos metálicas con el dióxido de silicio. La disolución acuosa espesa se usa en la fabricación de los jabones; para hacer piedras artificiales y en el cemento, etc.

Ácido Silícico H_4SiO_4.—Este ácido se prepara con la acción de los ácidos sobre una disolución de silicato de sodio:

$$Na_4SiO_4 + 4HCl = 4NaCl + H_4SiO_4$$

Este ácido aparece generalmente como un precipitado gelatinoso. Cuando se usa un exceso de ácido clorhidrico

no ocurre tal precipitado sino que el ácido silícico queda en SUSPENSIÓN COLOIDAL. Este ácido es muy débil, y no da la sal correspondiente con el hidrato de amonio, que como sabemos, es también una base muy débil.

VIDRIO

La fabricación del vidrio es tan antigua como las pirámides de Egipto. Los Egipcios de aquellas remotas edades tenían un conocimiento profundo acerca de la fabricación del vidrio; y bien puede decirse, que a ellos debemos nuestro conocimiento actual en tal respecto.

El vidrio es una mezcla de silicatos; uno de ellos es siempre el silicato de sodio o de potasio. Las vidrieras son hechas de silicato de sodio y de calcio. El vidrio de Bohemia es un silicato de potasio y de calcio. El vidrio se colora añadiendo diferentes substancias, que disuelven en la masa de los silicatos usados. El color verde se obtiene con los compuestos de hierro y de cromo. Los compuestos de cobre y de cobalto producen diversos colores. El dióxido de manganeso da un color violeta; y una mezcla de esta misma substancia y de óxido de hierro da un color anaranjado.

BORO

Respecto a la RELACIÓN QUÍMICAS, el boro es un elemento uniformemente trivalente y pertenece a la familia del alumino (véase la Tabla del Sistema Periódico). Sin embargo, es un metaloide muy pronunciado; y su óxido e hidrato son ácidos. El aluminio es un metal y predominan las propiedades básicas en su óxido e hidrato. Por lo tanto, el boro y sus compuestos se asemejan al carbono y al silicio y compuestos correspondientes en cuanto a las propiedades químicas, exceptuándose en la valencia.

Historia.—Aun cuando la palabra "Bórax" se encuentra en algunos libros de química en latin, éstos no siempre

hacen referencia a la substancia que hoy conocemos con tal nombre. Por ejemplo, los árabes daban este nombre tanto al bórax como al nitro, salitre. En 1702, W. Homberg preparó el ácido bórico del bórax, tratándolo con el ácido sulfúrico; y llamó a este ácido *sal sedativa.* J. H. Pott, en 1741, demostró que la Sal de Glauber se formaba también al mismo tiempo. Por lo tanto; el ácido sulfúrico y el bórax dan el ácido bórico y la sal de Glauber. Baron, en 1748, probó que el bórax era un compuesto de la sal sedativa de Homberg y de soda. Después de los trabajos de Lavoisier sobre los ácidos, el término de ácido bórico sustituyó al de sal sedativa. J. D. Gay-Lussac y J. Thenard, en 1808, aislarón el elemento en una forma más o menos impura.

Origen.—Igual que silicio, el boro se encuentra en los compuestos de oxigeno, principalmente, en el ácido bórico y sus sales. Entre las últimos, el tetraborato de sodio, $Na_2B_4O_7$, o bórax, viene de la India con el nombre de ATINCAR. Este compuesto constituye un gran depósito en el "Lago Bórax," en California, Estados Unidos de Norte América. La *colemanita,* $Ca_2B_6O_{11}$, $5H_2O$, de California, suministra una gran parte de los compuestos comerciales del boro.

Preparación.—Cuando se calienta el óxido bórico con el magnesio pulverizado de la mezcla resultante se puede obtener, con alguna dificultad, el boro amorfo negro de los boruros de magnesio:

$$B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + 2B$$

Cuando se usa un exceso de aluminio pulverizado, se forman los cristales de boro.

Propiedades.—El boro se une más activamente con los mismos elementos que el silicio. Igual que el carbono se oxida con el ácido sulfúrico concentrado caliente, o con el ácido nítrico, formándose el ácido bórico. El boro interactúa con el hidrato de potasio derretido, y da un borato:

$$2B + 6KOH = 2K_3BO_3 + 3H_2$$

El boro y el nitrógeno al ser calentados forman el NITRURO BN, un sólido blanco. El boro y el carbono al ser calentados en la estufa eléctrica formen el CARBURO B_6C. Esta substancia es más dura que el carborundo, e igual que el diamante en este respecto.

Los Haluros del Boro.—Con la acción combinada del carbono y del cloro sobre el óxido bórico se puede preparar el TRICLORURO DE BORO, BCl_3. Este es un líquido que fumiga fuertemente en el aire húmedo, y se hidroliza completamente en el agua.

Trifluoruro de Boro, BF_3; se prepara con la interacción del fluoruro de calcio, del ácido sulfúrico y del trióxido de boro. Esta substancia interactúa con el agua, igual que el tetrafluoruro de silicio, y da el ácido bórico y el ácido HIDROFLUOBÓRICO, HBF_4:

$$4BF_3 + 3H_2O = B(OH)_3 + 3HBF_4$$

Acido Bórico y Trióxido de Boro.—El ácido bórico. H_3BO_3, es algo volátil con el vapor de agua; y se encuentra en Tuscania con el vapor de agua que emana del suelo. Esta agua se recoge en recipientes de barro; y después de haber sido evaporada se obtiene el ácido bórico en la forma cristalina. Puesto que el ácido bórico es muy débil y al mismo tiempo poco soluble, se puede preparar también del ácido sulfúrico y una disolución concentrada de bórax. El ácido bórico resultante cristaliza con el enfriamiento:

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 = 5H_2O = Na_2SO_4 + 4H_3BO_3$$

El ácido bórico cristaliza del agua en platos blancos muy finos o delgados. Su solubilidad en el agua es 4 partes en 100 a los 19,° grados; y 34 en 100 a los 100 grados. La disolución afecta apenas el papel de tornasol. A los 100 grados, este ácido pierde lentamente el agua y deja el ÁCIDO *Metabórico,* HBO_2; y a los 140 grados se forma el ACIDO TETRABÓRICO; $4HBO_2 = H_2O = H_2B_4O_7$.

Con el calentamiento intenso se obtiene el TRIÓXIDO B_2O_3, un sólido blanco vidrioso. Al ser disueltos en el agua, todos estos compuestos deshidratados, dan el ácido ortobórico, H_3BO_3. La disolución del ácido bórico en el agua se usa como antiseptico en medicina (medio saturada, 2%), y algunas veces se usa también como preservativo de la lecha y de otros alimentos.

Boratos.—Los boratos derivados del ácido ortobórico son prácticamente desconocidos. La sal más familiar es el bórax o tetraborato de sodio. El decahidrato, $Na_2B_4O_7$, $10H_2O$, que critaliza del agua a los 27° grados en prismas transparentes, y el pentahidrato que cristaliza a los 56 grados, son ambos puestos al comercio. Estas substancias se obtienen con la cristalización del bórax nativo. En Alemania el bórax se prepara de la boracita, que se encuentra en Stassfurt, con la descomposición de la disolución del mineral en ácido clorhídrico:

$$MgCl_2, 2Mg_3B_8O_{15} + 12HCl + 18H_2O = 7MgCl_2 + 16H_3BO_3$$

El ácido bórico se disuelve en el agua hirviendo, y luego se añade carbonato de sodio:

$$4H_3BO_3 + Na_2CO_3 = Na_2B_4O_7 + 6H_2O + CO_2$$

El tetraborato al ser calentado con los óxidos de los metales actúa igual que el metafosfato de sodio; y esta acción se usa en el análisis de los metales correspondientes. En la soldadura a martillo en caliente del hierro, se usa el bórax porque al combinarse con el óxido forma un borato fusible.

Cuando se derrite el bórax en la extremidad de un alambre de platino con abrazadera, se forma un glóbulo transparente, llamado CUENTA DE BÓRAX. Estas cuentas difieren en color bajo diferentes circunstancias; los óxidos de los metales dan diversos colores a estas mismas, y siendo característicos se usan en el examen al soplete.

A continuación se dará una tabla con los colores de los diversos metales:

Metal:	Llama de oxidación		Llama de reducción	
	Caliente	Frio	Caliente	Frio
Cromo	Amarillo rosado	Amarillo verdoso	Verde	Verde
Cobalto	Azul	Azul	Azul	Azul
Cobre	Verde	Verde Azulado	Incoloro	Rojo
Manganeso	Violeta	Violeta	Incoloro	Incoloro
Niquel	Violeta	Castaño amarillento	Gris	Opaco
Hierro	Castaño	Amarillo	Olivo	Verde

CAPÍTULO XXVII

METALES ALCALINO-TERROSOS

Calcio. Estroncio y Bario

Relaciones Químicas de los Elementos.—Los metales familiares de este grupo: CALCIO (Ca, peso atómico, 137,4); ESTRONCIO (Sr, peso atómico, 87,6) y BARIO, (Ba, peso atómico, 137,4) constituyen una familia química muy peculiar, tanto en la semejanza cualitativa de los elementos entre si y de sus compuestos correspondientes, como en la variación cuantitativa de sus propiedades con el aumento del peso atómico. Los metales por si desplazan vigorosamente el hidrógeno del agua fría, dando los hidratos respectivos. Estas disoluciones, aun diluídas y debido a la poca solubilidad, son marcadamente alcalinas en reacción.

Estos elementos son bivalentes en todos sus compuestos. Los hidratos se forman con la unión de los óxidos con el agua; y son progresivamente menos fáciles de descomponerse con el calor, el hidrato de bario es el más difícil de todos. Los carbonatos al ser calentados dan el óxido del metal y el dióxido de carbono; el carbonato de bario es el más difícil de descomponerse. Los nitratos al ser calentados moderadamente dan los nitritos; pero éstos se descomponen al ser calentados posteriormente y dan el óxido del metal y el tetraóxido de nitrógeno. En estos y otros respectos los compuestos de los metales alcalino-terrosos se asemejan a los de los metales pesados y defieren de aquéllos de los metales de los álcalis. El Bario se aproxima más a estos últimos.

La tabla de solubilidades (véase más adelante) muestra que los cloruros y los nitratos de calcio, de estroncio y de

bario son todos solubles en el agua; esta solubilidad disminuye en el orden dado. Los sulfatos e hidratos cubren un campo muy amplio: desde la mayor solubilidad hasta la más extremada insolubilidad.

Calcio

Historia.—Aun cuando el calcio metálico ha sido conocido desde hace muchos años, su preparación en gran cantidad es muy reciente.

Sir H. Davy, fué el primero que notó el metal; pero no logró obtener una cantidad suficiente de él para hacer el examen de sus propiedades. El crédito de la aislación de este metal corresponde al Dr. Roberto Hare, un cientifico de Filadelfia, Estados Unidos de Norte América. Su método electrolitico, con algunas ligeras variaciones, es el mismo usado ahora para obtener dicho metal.

Origen.—El calcio no se encuentra jamás en el estado libre; en combinación constituye cerca de un 3,5% de la corteza terrestre. El compuesto más abundante es el carbonato de calcio ($CaCO_3$). Este tiene varias formas familiares tales como la piedra de cal, tizate, mármol, coral y las conchas marinas. Muchas rocas son silicatos de calcio complejos; y de otros metales. El sulfato de calcio es muy abundante en la forma de yeso, alabastro y selenita. Los compuestos de calcio son esenciales para la vida de las plantas y de los animales; y se encuentran en las hojas de las plantas, en los huesos, los dientes y en las conchas de los animales. Muchos ríos y fuentes contienen las sales de calcio, especialmente los carbonatos sulfatos ácidos. En Honduras, C.A. existen varios compuestos de calcio; en Tegucigalpa, hay una mina de tizate. En Gracias, otra de mármol blanco; y en Santa Bárbara, otra de la última substancia.

Preparación.—El calcio se obtiene con la electrolisis del cloruro de calcio fundido.

Propiedades.—El calcio es un metal blanco plateado (p,f: 800,°; g,e: 1,55) y un poco más duro que el plomo; y puede ser cortado con un cuchillo. Interactúa rápidamente con el agua. Al ser calentado se une vigorosamente con el hidrógeno, el oxígeno, los halógenos y el nitrógeno. Arde en el aire dando una mezcla de óxido y de NITRURO Ca_3N_2. La presencia de este último se comprueba con el desprendimiento del amoníaco, cuando se añade agua al residuo:

$$Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$$

Con la unión directa de los constituyentes se obtiene el HIDRURO CaH_2, blanco cristalino.

Éste se conoce en el comercio con el nombre de HIDROLITA. Se usa para obtener el hidrógeno necesario para llenar los globos aerostáticos militares:

$$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2$$

El calcio considerado como un agente de reducción se usa en la fabricación de ciertas drogas y tinturas colorantes por ser superior que el sodio, cuya acción es más activa y peligrosa.

Usos.—Una autoridad en los operaciones electroliticas ha dicho que, "el calcio puede ser preparado en gran escala a menos de veinticinco centavos la libra." A este precio el calcio sería ventagosamente empleado en ciertas operaciones técnicas. El calcio puede formar muchas aleaciones importantes debido a su ligereza, fuerza y conductibidad eléctrica. Ha sido recomendado para la defosforización del acero.

Carbonato de Calcio

Origen.—El carbonato de calcio es uno de los compuestos más abundantes en la Naturaleza. En la forma de piedra de cal constituye montañas. El mármol, que

existe en cantidades emormes en varias partes del mundo, es la forma del carbonato de calcio más pura que la piedra de cal. El mármol ha sido formado de la piedra de cal con la acción del calor y de la presión, en ciertas circunstancias en que el dióxido de carbono, que generalmente se desprende de la piedra de cal al ser calentada, ha sido evitado en su escape. La materia mineral en las conchas marinas es principalmente carbonato de calcio, derivado del agua en que los animales han vivido.

Propiedades.—El carbonato de calcio puro es un sólido blanco, muy frecuentemente transparente. El color de la piedra de cal y del mármol se debe a ciertas impurezas. El carbonato de calcio ocurre naturalmente en la forma amorfa, y en varias formas cristalinas. El carbonato de calcio es muy poco soluble en el agua pura; pero el dióxido de carbono es muy soluble.

La formación de las cavernas subterráneas en las regiones de piedra de cal se debe a la producción, disolución y descomposición del carbonato de calcio. El agua del suelo, cargada de dióxido de carbono, tomado de la descomposición de la materia orgánica, disuelve la piedra de cal y penetra por las endeduras de las rocas ampliándolas poco a poco. Al encontrarse con los estratos menos solubles, fluye en cierto modo, y disuelve todo la piedra de cal presente. Esta acción continuada por años da por resultado la formación de las cavernas; tales como "Luray Cavern" en Virginia, Estados Unidos de Norte América, etc. El agua que gotea del techo pierde una parte del dióxido de carbono, y una parte del bicarbonato se convierte en el carbonato insoluble. Este queda depositado en el techo de las cavernas. El agua que cae al suelo pierde más dióxido de carbono y alguna parte del agua con la evaporacion, y deposita de igual manera el carbonato de calcio. El resultado final de esta acción produce la formación de las *estalactitas y estalagnitas.*

Usos.—El carbonato de calcio natural tiene tres usos muy importantes. Cantidades enormes de piedra de cal y de mármol se usan en la construcción de los edificios. El

carbonato de calcio se usa extensamente en la producción de la cal viva, para lo cual se quema, con el objeto de expeler el dióxido de carbono. Debe recordarse que la cal se une con la arena al ser calentada intensamente, y forma un compuesto de silicato de calcio que se funde a las temperaturas elevadas. Esta propiedad del carbonato de calcio se usa ventajosamente cuando el hierro contiene sílice, porque hace la fusión más fácil. Cuando esta mezcla se calienta con coque en la estufa de fundición, el sílice se une con la cal y deja libre el hierro.

Óxido de Calcio

Fabricación de la Cal Viva.—El óxido de calcio, o *cal viva*, se prepara con la descomposición del carbonato de calcio a la temperatura en rojo:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

La estufa o calera usada para esta operación consiste esencialmente de un túnel largo con el fuego cerca del fondo y colocado de tal modo que sólo la llama y los gases calientes de la combustión están en contacto con la masa de piedra de cal, mármol y conchas empleadas. La cal viva resultante se separa a medida que se va formando. Cuando la piedra de cal contiene algunas impurezas como sílice, hierro y aluminio en cantidad considerable, se obtiene una calidad de cal muy ordinaria.

Propiedades y Usos.—El óxido de calcio puro es un polvo blanco, que puede ser fundido y evaporado únicamente a las temperaturas de las estufa eléctrica.

Esta substancia toma lentamente la humedad del aire y forma el hidrato:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Cuando se pone el agua en contacto con el óxido de calcio, éste forma un polvo blanco. El calor de la com-

binación es tan grande que el óxido de calcio se vuelve muy caliente y se desprenden nubes de vapor. Esta acción enérgia se conoce con el nombre de *"apagamiento"*; y el producto de la acción o sea el hidrato de calcio se llama *cal apagada.* Cuando la piedra de cal se deja a la acción del aire, toma tanto el agua como el dióxido de carbono, y da por resultado la formación del hidrato y del carbonato de calcio.

Debido a la infusibilidad e incandescencia deslumbrante del óxido de calcio en la llama del oxigeno-hidrogenado, se usa en la luz de calcio. Muchos otros usos del oxido de calcio se mencionarán al tratarse del hidrato de calcio.

Hidrato de Calcio

Propiedades y Usos.—El hidrato de calcio o cal apagada, en el estado puro es un sólido blanco, blando y muy escasamente soluble en el agua, formando una disolución llamada *agua de cal.* Cuando esta agua contiene partículas de hidrato de calcio suspendidas, pero indisueltas, se conoce con el nombre de *leche de cal.*

El hidrato de calcio al ser calentado pierde el agua y se convierte en el óxido; lo que tiende a probar que la acción es reversible, según la temperatura empleada:

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows CaO + H_2O$$

La disolución acuosa del hidrato de calcio es una base muy fuerte; esta propiedad se usa extensamente, más que todo, debido a que dicha base es muy barata. En tal respecto el hidrato de calcio (en disolución acuosa) tiene tanto uso como el ácido sulfúrico.

La cal se usa en la fabricación de los polvos de blanquear, en la fabricación del vidrio, en la curtiembre de los cueros y en otras muchas industrias. Sin embargo, su uso principal consiste en la preparación del cemento y de la argamasa.

Argamasa y Cemento.—La argamasa se prepara con la cal apagada y la arena. Cuando esta mezcla se expone al aire se forma lentamente el carbonato de calcio; y la masa se vuelve extremadamente dura. El agua contenida en la argamasa se evapora muy pronto; pero, sin embargo, en las construcciones de argamasa se nota cierta humedad por algún tiempo. Esto se debe al hecho de que ocurre una reacción entre el dióxido de carbono y el hidrato de calcio, por la cual se forma el carbonato de calcio y el agua:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

y esta agua mantiene le humedad observada. La conversión completa de la cal en carbonato require mucho tiempo, porque el carbonato formado en la superficie proteje, en cierto modo, la cal del interior.

Generalmente se considera como dañino a la salud vivir en las casas construidas recientemente, porque el aire se mantiene constantemente húmedo en consecuencia de la reacción anterior. Sin embargo, es muy dificil ver porque el aire ligeramente húmedo pueda ser dañino a la salud; y por lo tanto, el peligro de habitar en estos lugares debe tener otra razón. Es muy posible que la presencia constante de la humedad en los poros de las paredes intervenga con el proceso importantísimo de la difusión, y que, cuando las habitaciones permanecen cerradas, este método natural de ventilacion sea impedido.

Cuando la piedra de cal que contienen el carbonato de magnesio y el silicato de aluminio en cantidad considerable se usa en la preparación del óxido de calcio, el producto no actúa con el agua igual que el óxido deseado; y este producto no se adapta para la preparación de la argamasa ordinaria. Por otra parte se vuelve gradualmente sólido en contacto con el agua, combinándose con ésta para formar los silicatos de aluminio-calcio hidratados. Estas substancias se conocen con el nombre de cemento natural o *cemente hidraulico.*

Cemento de Portland.—El cemento artificial de Portland, es mucho más importante que el cemento natural, y se prepara calentando una mezcla de silicato de aluminio y óxido de calcio, y luego se pulveriza el producto obtenido. Ha sido descubierto últimamente, que las escorias de la estufa de fundición fundidas con el óxido de calcio y arena en proporciones apropiadas dan un producto tan bueno como el cemento en cuestión.

Concreto.—Cuando los pedazos de las rocas se mezclan con el cemento, y se dejan endurecer, resulta un material tan durable como las rocas mejores. Esta substancia se denomina concreto. Ha sido empleado por muchos años en las construcciones debajo del agua; y hoy día se usa generalmente en la construción de los edificios.

Sulfato de Calcio

Variedades.—El sulfato de calcio es después del carbonato la sal de calcio más abundante y extensamente distribuida. Se encuentra en el mineral *anhidrito,* $CaSO_4$ y en el yeso, $CaSO_4$, $2H_2O$. La selenita y el alabastro son variedades del yeso. La selenita se encuentra muchas veces en la forma de cristales transparentes y que pueden ser rayados con la uña.

Propiedades y Usos.—El yeso es muy escasamente soluble en agua, la solubilidad aumenta a los 40,°C y después disminuye. El yeso al ser calentado pierde tres cuartas partes del agua de cristalización; y el residuo puede decirse que contiene una molécula de agua de cristalización por cada dos de sulfato de calcio, $(SaSO_4)_2\ H_2O$. Al ser calentado resulta un polvo, conocido con el nombre de *yeso de París.* Cuando éste se mezcla con el agua se reforma el dihidrato y produce una masa rígida. El hecho de que el yeso se asiente rápidamente se debe a que el hemihidrato es más soluble que el dihidrato; y por lo tanto, hay una disolución constante de uno, y la deposición del otro continua hasta que la hidratación

es completa. El yeso de París se usa para hacer moldes, y en cirugía. La solidificación de este material va acompañada de un aumento ligero en el volumen; y a esto se debe el que se obtenga la reproducción de todos los menores detalles del modelo.

Fosfato de Calcio.—Esta sal se encuentra en grandes cantidades en la Naturaleza. El ORTOFOSFATO TERCIARIO DE CALCIO $Ca_3(PO_4)_2$, que se conoce con el nombre de FOSFORITA, se encuentra en muchas localidades; y se origina muchas veces de los restos de los animales. El guano contiene algo de esta substancia además del nitrógeno; tanto en la forma de compuestos orgánicos como de nitro. La APATITA, $3Ca_3(PO_4)_2$, CaF_2, es una sal doble, que contiene fluoruro de calcio (o cloruro), y es un mineral muy común como constituyente de las rocas. El ortofosfato de calcio constituye cerca de un 83% de las cenizas de los huesos; y existe también en las cenizas de las plantas. Se puede precipitar añadiendo un fosfato soluble a una disolución de sal de calcio.

Puesto que el fosfato de calcio es la sal de un ácido débil, y pertenece a la clase de las sales menos solubles, se disuelve con los ácidos minerales diluídos formándose los yones, $HPO_4^{=}$ y $H_2PO_4^{-}$.

El fosfato de calcio se usa principalmente en la fabricación de las cerillas, del ácido fosfórico y como abono. El abastecimiento de fosfato de calcio en el suelo se deriva de la descomposición de las rocas que contienen los fosfatos; y es gradualmente gastado por las mieses o cosechas. Para hacer frente a este gasto de fosfato de calcio se emplean las cenizas de los huesos. El fosfato de calcio es casi insoluble en el agua.

Ortofosfato Primario de Calcio (superfosfato).—Se prepara en gran escala de las rocas de fosfato con la acción del ácido sulfúrico. Las cantidades de los materiales empleados corresponden con la ecuación siguiente:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 + 6H_2O = Ca(H_2PO_4)_2\,2H_2O + 2CaSO_4 2H_2O$$

Tan pronto como la mezcla ha sido efectuada, la acción procede con evolución de calor; y queda una masa de las dos sales hidratadas. Esta mezcla después de haber sido dividida, secada y empacada en sacos, se vende bajo el nombre de "superfosfato de cal." El fosfato primario es más soluble en agua y tiene mayor utilidad como abono.

Polvos de Blanquear.—Los polvos de blanquear, o cloruro de cal, se hacen pasando el cloro sobre la cal apagada, derramada en el fondo de las cámaras de absorción. Los químicos están aún en duda acerca de las reacciones implicadas en esta operación y sobre la fórmula del producto. Esta última, sin embargo, se representa como sigue: $CaOCl_2$. Los polvos de blanquear son blancos, inestables y escasamente solubles en agua. Al ser tratados con los ácidos dan el cloro. Por lo tanto, se usan como fuente del cloro en las operaciones de blanqueamiento.

El algodón y el lino deben estar libres de toda grasa antes de ser blanqueados. Estos materiales se empapan después en una disolución de polvos de blanquear, luego se mojan con un ácido diluído, y finalmente se lavan muy bien para remover las substancias químicas usadas. Las disoluciones usadas deben estar muy débiles para evitar la destrucción o daño de las fibras de los materiales.

Los polvos de blanquear se descomponen lentamente al ser expuestos a la acción del aire, con la absorción del dióxido de carbono. Como resultado de esta acción se desprende el cloro; y por esta razón, se llaman frecuentemente "Cloruro de cal." Se usan también como desinfectante y germicidas.

Agua Cruda.—El sulfato de calcio es escasamente soluble en agua; el carbonato de calcio se cambia en carbonato ácido inestable con el agua, que contiene dióxido de carbono. Cuando el agua contiene las sales de calcio, se denomina AGUA CRUDA. La piedra de cal, el carbonato de magnesio y el carbonato de hierro, aun cuando son muy insolubles, el ácido carbonico de las aguas naturales actúa sobre ellos, dando los bicarbonatos que son un tanto solubles.

Estos bicarbonatos constituyen la CRUDEZA TEMPORARIA del agua.

La crudeza del agua se estima en "grados." En Francia; y ordinariamente en el laboratorio: 1 parte de $CaCO_3$ (o el equivalente de otra sal) por cada 100,000 (0,01 g. por litro) constituye un grado. En los Estados Unidos de Norte América: un grado es 1 grano por galón de 58,333 granos (0,017 g por litro). En la Gran Bretaña: un grado es 1 grano por galón de 70,000 granos (0,014 g por litro).

Averías Causadas por el Agua Cruda.—Cuando se usa continuamente el agua cruda en las calderas de vapor, se forma un residuo de las sales insolubles. La costra formada en el interior de los tubos de la caldera es muy mal conductor del calor, comparado con el hierro, y ocasiona mayor gasto de combustible. Además, el hierro no queda en contacto directo con el agua y se calienta a mayor temperatura, y muchas veces llega hasta alcanzar la temperatura en rojo. Debido a la anterior, el hierro se oxida más rápidamente en el exterior, y desplaza el hidrógeno del agua (vapor) en el interior, cambiándose gradualmente en ambos lados en el óxido magnético Fe_3O_4, que es muy quebradizo. En tales casos debe renoverse esta costra, tanto porque el hierro dura poco como para evitar una explosión.

Cuando se *lava* en la casa, o en las lavanderias, se necesita mucho jabón para lograr *la espuma de jabón* tan deseada. El jabón, por ejemplo, el estearato de sodio da los estearatos de magnesio y de calcio, que son insolubles y forman una *cuajada:*

$$CaSO_4 + 2Na(CO_2C_{17}H_{35}) = Ca(CO_2C_{17}H_{35})_2 + Na_2SO_4$$

La disolución del jabón permanente, y necesaria para lavar, no principia a formarse síno hasta que toda la crudeza del agua ha sido precipitada, y esto como se comprende fácilmente requiere el uso de mucha contidad de jabón.

Estroncio

Los compuestos de estroncio se asemejan muy intimante a los de calcio; tanto en sus propiedades físicas como químicas.

Historia.—El estroncio fué descubierto por H. Davy.

Origen.—El carbonato de estroncio $SrCO_3$ se encuentra como ESTRONCIANITA en Strontia, un pueblo en Argyleshire. Escocia. El sulfato de estroncio $SrSO_4$, es más abundante. El metal puede ser aislado con la electrolisis del cloruro derretido.

Compuestos de Estroncio.—Los compuestos son todos preparados del carbonato y del sulfato natural. El primero puede ser disuelto directamente en los ácidos; y el segundo se reduce primero por medio del carbono en suluro, y se trata después con los ácidos.

Cloruro de Estroncio $SrCl_2 6H_2O$: preparado por uno de los métodos anteriores, se deposita de la disolución en la forma de hexahidrato. El NITRATO $Sr(NO_3)_2$ se obtiene de las disoluciones calientes en la forma octahedrica, anhidrida. El tetrahidrato $Sr(NO_3)_2 4H_2O$, se obtiene del agua fría. El nitrato anhidrido se mezcla con el azufre, el carbón de leña y el clorato de potasio para prepara el "fuego rojo" o Luz de Bengala. El ÓXIDO SiO puede obtenerse encendiendo el carbonato; pero con mayor dificultad que el óxido de calcio del carbonato de calcio. Se prepara generalmente calentando el nitrato o el hidrato.

Hidrato de Estroncio $Sr(OH)_2$ se obtiene calentando el carbonato en una corriente de vapor supercalentado:

$$SrCO_3 + H_2O = Sr(OH)_2 + CO_2$$

Bario

Las propiedades físicas y químicas de los compuestos de bario se asemejan a las del estroncio y del calcio. Todos los compuestos de bario solubles en el agua, o que

pueden ser disueltos con los ácidos débiles de los líquidos digestivos, son VENENOSOS.

Historia.—El bario fué descubierto por H. Davy en 1808.

Origen.—El bario, igual que el estroncio, se encuentra en la forma de carbonato, Witherita $BaCO_3$, y de sulfato, BARITA $BaSO_4$. El metal libre, que se parece mucho a la plata, puede ser obtenido con la electrolisis del cloruro derretido.

Los compuestos se hacen tratando directamente el carbonato natural con los ácidos; o reducíendo primero el sulfato con el carbono en sulfuro; o bien, convirtiendo el carbonato en óxido, y tratando después el producto con los ácidos.

Compuestos de Bario.—La forma precipitada de CARBONATO DE BARIO $BaCO_3$, se prepara añadiendo carbonato de sodio al extracto acuoso de sulfuro de bario crudo. Como el carbonato de bario requiere una temperatura tan elevada (cerca de 1500,°C.) para lograr la disociación suficiente se usan métodos más especiales. Se calienta con el carbón de leña pulverizado:

$$BaCO_3 + C = BaO + 2CO$$

El Sulfato de Bario natural $BaSO_4$, es la fuente para muchos de los compuestos. El sulfato precipitado, que se prepara añadiendo ácido sulfúrico al extracto acuoso de sulfuro de bario, se usa en la preparación de la pintura blanca; y algunas veces para adulterar el blanco de plomo. La mezcla de sulfato de bario y de sulfuro de zinc, preparada de un modo especial, se conoce con el nombre de *litopono:*

$$BaS + ZnSO_4 = BaSO_4 + ZnS$$

Usado en la pintura tiene un poder de cubrimiento más grande que el blanco de plomo, y el sulfuro de hidrógeno no lo torna negro, y además no es venenoso. El sulfato

de bario es muy insoluble en agua; y dificilmente afectado por las disoluciones acuosas de los agentes químicos.

Sulfuro de Bario BaS, igual que los sulfuros de calcio y de estroncio, es muy ligeramente soluble en agua; pero pasa lentamente en disolución debido a la hidrólisis y a la formación del hidrato e hidrosulfuro de bario. Se prepara calentando el sulfato pulverizado con carbón de leña:

$$BaSO_4 + 4C = BaS + 4CO$$

Cloruro de Bario $BaCl_2$, $2H_2O$, se obtiene calentando el sulfuro con el cloruro de calcio:

$$BaSO_4 + 4C + CaCl_2 = 4CO + CaS + BaCl_2$$

Con la extracción rápida del agua se puede separar el cloruro del sulfuro de calcio, antes de que la descomposición del último tenga lugar.

Clorato de Bario $Ba(ClO_3)_2$ se prepara tratando el precipitado de carbonato de bario con la disolución del ácido clorhídrico. Se deposita en cristales muy bellos en la forma monoclinica; y se usa con el azufre y con el carbón de leña en la preparación del "fuego verde."

Monóxido de Bario BaO, se prepara del carbonato; y en la forma pura, calentado el nitrato de bario. El óxido se une vigorosamente con el agua formando el hidrato de bario.

El monóxido al ser calentado en una corriente de aire o de oxígeno da el PERÓXIDO DE BARIOS $2BaO + O_2 \leftrightarrows 2BaO_2$ una masa compacta. Este cambio y su reversión constituyen la base del "procceso de Brin" para obtener el oxígeno del aire. El peróxido de bario se usa en la preparación del peróxido de hidrógeno.

Hidrato de Bario $Ba(OH)_2$, se obtiene con la unión del óxido con el agua, o pasando el dióxido de carbono húmedo sobre el sulfuro, y descomponiendo el carbonato resultante con el vapor supercalentado. Este es el hidrato más soluble de los de este grupo, y da, por lo tanto, la concen-

tración más alta del yon-hidrato. La disolución se conoce con el nombre de "agua de barita." Es también el hidrato más estable de los tres y puede ser derretido sin descomponerse.

Nitrato de Bario Ba $(NO_3)_2$ se prepara con la acción del ácido nítrico sobre el sulfuro, el óxido, el hidrato y el carbonato de bario. Los cristales de la disolución acuosa son anhidridos.

Reacciones Analíticas de la Familia del Calcio.—El yon del calcio Ca^{++}, es incoloro, bivalente y se combina con los yones negativos. Muchas de sus sales resultantes son más o menos solubles en agua. El análisis cualitativo del carbonato, del fosfato y del oxalato está basado sobre la insolubilidad del yon de calcio. El espectro da dos bandas, rojo y verde. El yon de estrancio Sr^{++}, es bivalente; y da compuestos insolubles con el yon de carbonato y de oxalato. El espectro da un color carmín rosado. El yon de bario Ba^{++}, es incoloro y bivalente. Muchos de sus compuestos son insolubles en agua; y el sulfato es insoluble en los ácidos. El espectro da un número de lineas verdes y anaranjadas.

CAPÍTULO XXVIII

MAGNESIO. ZINC. MERCURIO Y CADMIO

Magnesio

Estos elementos forman un grupo natural, aunque sus miembros no están tan intimamente relacionados entre sí como los de los grupos anteriores. El zinc y el cadmio son muy parecidos, y ambos se asemejan al magnesio. El mercurio difiere un poco del zinc y del cadmio; y se asemeja al cobre.

Historia.—En 1695, N. Grew publicó un panfleto describiendo una sal muy peculiar obtenida con la evaporación del agua de las fuentes minerales de Epsom. Las propiedades medicinales de esta sal llamaron mucho la atención. En Inglaterra se llama a esta sal, *sal de Epsom;* y en los demás paises europeos, se denomina *sal anglicana.* Cuando se añade una disolución de carbonato de sodio a la disolución de la sal de Epsom, se obtiene un precipitado blanco, de igual modo que cuando se añade la misma sal a la disolución de cualquier sal de calcio. Cuando los dos precipitados se lavan y se secan y se tratan después con el ácido sulfúrico diluído se forman los sulfatos en ambos casos; pero el sulfato derivado de la sal de calcio es muy escasamente soluble, mientras que el otro es muy soluble. Esta distinción entre el magnesio y el calcio fué determinada por J. Black, en 1755.

Origen.—El magnesio no se encuentra nunca libre en la Naturaleza. En combinación está muy distribuido y abundante; y constituye cerca de un 2.3% de la corteza terrestre. La DOLOMITA es un compuesto de carbonato de magnesio y calcio, ($CaMg(CO_3)_2$); y forma grandes depósitos en la parte superior del valle de Mississippi. Se

parece mucho al mármol y a la piedra de calcio. El carbonato de magnesio es también muy abundante. Muchas de las sales encontradas en Stassfurt, contienen magnesio; por ejemplo: kainita, (KCl, $MgSO_4$, $3H_2O$), carnalita, (KCl, $MgCl_2$, $6H_2O$) y kieserita, ($MgSO_4H_2O$). El sulfato y el cloruro de magnesio se encuentran en el agua del mar y en ciertas fuentes minerales.

Preparación.—Antiguamente se preparaba el magnesio reduciendo el cloruro con el sodio. Hoy se obtiene con la electrolisis de la carnalita.

Propiedades y Usos.—El magnesio es un metal plateado y de gravedad específica muy baja. Descompone lentamente el agua a los 100,°C; pero no la afecta a las temperaturas ordinarias. El aire húmedo actúa lentamente sobre el magnesio. Arde con cierta facilidad, con la evolución de una luz blanca muy brillante y de mucha actividad. El óxido se forma conforme a la ecuación siguiente:

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

Los ácidos diluídos reaccionan con el magnesio muy fácilmente; frecuentemente con el desprendimiento del hidrógeno.

Las sales comunes del magnesio son substancias muy estables y solubles en agua, exceptúandose el carbonato y el fosfato.

El magnesio se usa en las preparaciones fotográficas de luz, debido el poder áctinico de la luz que produce. Se usa también en la preparación de los fuegos artificiales.

Cloruro de Magnesio $MgCl_2$, $6H_2O$.—Esta sal es muy dilicuescente; y existe en la forma de carnalita, $MgCl_2$, KCl, $6H_2O$. Esta última es una fuente muy importamte del cloruro de potasio. Cuando se calienta el hexahidrato, una parte del cloruro se hidroliza, y otra del óxido de magnesio queda inafectada, y una parte del cloruro de hidrogeno se desprende. El agua del mar no puede ser usada en las calderas de las embarcaciones debido al ácido clorhídrico desprendido con la acción del cloruro de magne-

sio. El cloruro de magnesio ANHIDRIDO $MgCl_2$ se obtiene calentando el cloruro doble $MgCl_2$, NH_4Cl, $6H_4O$, debido a que esta sal puede ser deshidratada sin la hidrolísis del cloruro. El cloruro de amonio se voltiliza.

Óxido e Hidrato de Magnesio.—El óxido de magnesio MgO se prepara calentando el carbonato; y se conoce con el nombre de MAGNESIA CALCINADA. Este es un polvo blanco muy infusible; y se usa en las estufas eléctricas y para hacer crisoles. Se combina lentamente con el agua y forma el hidrato $Mg(OH)_2$.

El Hidrato se encuentra en la Naturaleza en la forma de brucita. Se precipita también de las disoluciones de las sales de magnesio con los álcalis. Es muy escasamente soluble en agua. La disolución tiene una acción alcalina muy débil. El hidrato de magnesio no se precipita con el hidrato de ammonio.

Otras Sales de Magnesio.—El CARBONATO normal $MgCO_3$, se encuentra en la Naturaleza. Con la precipitación se forman únicamente los carbonatos *básicos* hidratados; y las composiciones varían con las condiciones. El carbonato se prepara en gran escala; y se vende con el nombre de MAGNESIA ALBA, (apróximadamente) $Mg_4(OH)_2(CO_3)_2$, $3H_2O$, Esta substancia se usa en medicina.

EL SULFATO DE MAGNESIO $MgSO_4$, es un sólido blanco. Existen varias formas cristalizadas. La sal nativa, kieserita ($MgSO_4$, H_2O) al ser añadida al agua se cambia en la sal de epsom ($MgSO_4$, $7H_2O$). Es muy soluble en agua y la disolución tiene un sabor muy amargo. Se usa muy estensamente en medicina, en la fabricación del sodio y del potasio y como abono en lugar del yeso.

EL SULFURO MgS, puede ser formado calentando el metal con el azufre. Es insoluble en agua; pero finalmente se descompone y da el sulfuro de hidrógeno, y el hidrato de magnesio:

$$MgS + 2H_2O = Mg\,(OH)_2 + H_2S$$

El único FOSTATO de importancia es el amonio-magnesio ortofosfato NH_4MgPO_4, $6H_2O$, que aparece como un

precipitado cristalino cuando se mezclan el fosfato de sodio; o el hidrato de amonio con una disolución de una sal de magnesio.

Zinc

Historia.—El bronce, una aleación de zinc y cobre, era conocido de los antiguos; y hay varias referencias acerca de este material en los escritos religiosos. R. Jagnauz dice, que han sido encontrados algunos braceletes hechos de zinc en las ruinas de Cameros, destruida 500 años A.C. Este conocimiento del zinc por los antiguos parece que fué perdido por algún tiempo. La palabra "Zinken" aparece en varios libros escritos en los siglos XV y XVI; pero su significado no parece haber sido claramente definido sino hasta en 1607, cuando G. E. von Lohneyes aplicó el término a lo que hoy conocemos por zinc.

Origen.—El zinc no se encuentra nunca libre. Los minerales de zinc no son muy munerosos pero están muy ampliamente distribuidas. Los principales son el sulfuro de zinc (esfalerita, zinc blenda, ZnS), el carbonato de zinc (smithsonita, $ZnCO_3$), el silicato de zinc (calamina, $Zn_2SiO_4H_2O$) y el óxido rojo de zinc (zincita, ZnO). Los de zinc se encuentran en Alemania, Italia, Francia, Grecia, España, Austria-Hungria, Bélgica, Inglaterra y los Estados Unidos de Norte América. En Honduras, C.A. el zinc está en diversas combinaciones, y se hallan con abundancia en las islas de la Guanaja (Bonaca) y Roatán.

Metalugia.—Para separar el zinc del óxido, se pulveriza finamente el mineral y se mezcla con el carbón de piedra. Esta mezcla se calienta en retortas de barro. El carbón reduce el óxido de zinc:

$$ZnO + C = Zn + CO$$

La temperatura de la operación es más elevada que el punto de fusión del metal (950,°C.), que pasa en la forma

de gas, y se condensa después en retortas de hierro o de barro.

Cuando la ganga no es un óxido, debe usarse una operación preliminar a la reducción. Esta consiste en calentar la ganga en contacto del aire. Esta operación se conoce con el nombre de *calcinación;* y convierte el metal en el óxido necesario. Al tratarse del sulfuro de zinc debe tenerse cuidado de no convertirlo en el sulfato.

El zinc extraído de las gangas generalmente contiene carbono, arsénico, cadmio y otras impurezas. El metal se obtiene puro con la destilación.

Propiedades Físicas.—El zinc tiene un color blanco azulado. La forma comercial está en barras pesadas, llamadas *ingotes.* En esta forma el metal es cristalino en estructura y algo quebradizo. Es maleable y dúctil entre los 100,° y 150 grados. Después de haber sido obtenido en esta forma, permanece siendo maleable a las temperaturas ordinarias. A los 300°, grados se vuelve quebradizo y puede ser pulverizado.

El zinc *granulado* se usa en el laboratorio. Este se obtiene vertiendo en agua el metal derretido.

Propiedades Químicas.—El zinc se considera distintivamente metálico; pero difiere considerablemente de los metales, tales como el calcio y el sodio. Se asemeja mucho al magnesio. La acción del aire húmedo sobre el zinc ataca únicamente la parte superior, y forma un carbonato básico, que actúa como protector del metal. El zinc al ser calentado en el aire o en el oxígeno, arde con una llama azulada, y forma el óxido respectivo:

$$2Zn + O_2 = 2ZnO$$

El zinc reacciona fácilmente con los ácidos diluídos, formando las sales; y por regla general, desprende el hidrógeno:

$$Zn + 2HCl = ZnCl + H_2$$

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4\,H_2$$

El ácido nítrico y el sulfúrico concentrados al actuar sobre el zinc (u otros metal) no desprenden el hidrógeno, porque estos ácidos actúan como agentes de oxidación y convierten el hidrógeno en agua. En tales casos los gases desprendidos son los productos de reducción de los ácidos. Tratándose del ácido sulfúrico se obtiene el dióxido de azufre; el ácido nitrico da óxido nítrico o bien peróxido de nitrógeno.

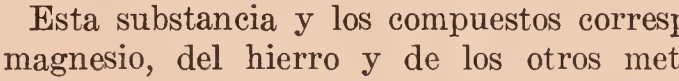
La acción de los ácidos diluídos sobre el zinc se precisa con la presencia de ciertas substancias sólidas en contacto con el metal. El zinc puro es muy dificilmente actuado por los ácidos. Con la presencia de una cantidad pequeña de cobre o de otros metales, se obtienen efectos similares y la acción es muy rápida; y los metales usados forman un residuo sobre la superficie del zinc. Varios compuestos de zinc al ser calentados con el carbón de leña por el soplete, dan el óxido de zinc amarilo cuando está caliente; y el blanco al enfriarse.

Usos.—El zinc se usa en la preparación de muchas aleaciones importantes. El *bronce:* es un compuesto de zinc y cobre; la *plata alemana* contiene zinc, cobre y niquel; y el *hierro galvanizado* es hierro cubierto con una capa delgada de zinc, que sirve para protejer de la oxidación al hierro. Para obtener esta aleación se limpia primero el hierro y luego se sumerge en el zinc derretido, y finalmente se galvaniza por medio de un método electrólitico. Esta operación es muy análoga a la usada en la platinación del cobre y de la plata. El zinc se usa mucho para hacer los ánodos de las baterias eléctricas.

Oxido e Hidrato de Zinc.—El óxido de zinc ZnO se usa en la fabricación de la pintura blanca. Aunque no tiene un poder de cubrimiento tan grande como el del blanco de plomo, sin embargo, no se vuelve negro con el contacto del sulfuro de hidrógeno. Se puede preparar quemando el zinc; o calentando el hidrato o el carbonato de zinc:

$$Zn(OH)_2 \text{ (calentado)} = ZnO + H_2O$$
$$ZnCO_3 \text{ (calentado)} = ZnO + CO_2$$

Añadiendo hidrato de potasio a una disolución de una sal de zinc se precipita el hidrato de zinc, porque esta substancia es insoluble en agua. Si se añade un exceso de hidrato de potasio el hidrato se disuelve y forma el zincato de potasio:



$$ZnCl_2 + 2KOH = 2KCl + Zn(OH)_2$$

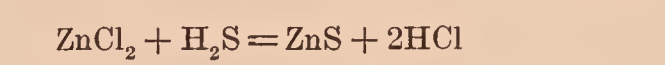
$$Zn(OH)_2 + 2KOH = K_2ZnO_2 + 2H_2O$$

Sales.—El *cloruro de zinc* $ZnCl_2$ se obtiene con la acción del ácido clorhídrico y del zinc. Esta es una substancia muy delicuescente; y se usa muchas veces como agente desecador. Tiene también el poder de disolver los óxidos metálicos; razón por la cual se usa en la soldadura de los metales. Se usa también para preservar de la descomposición a la madera.

Sulfato de Zinc $ZnSO_4$, se forma cuando se calcina el zinc blenda. Esta substancia y los compuestos correspondientes del magnesio, del hierro y de los otros metales bivalentes, se conocen con el nombre de VITRIOLOS. La sal del zinc se llama VITRIOLO BLANCO. Se usa como desinfectante, en medicina, en la tintoreria y en el estampador de indiana.

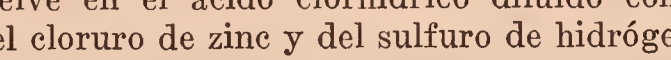
Sulfuro de Zinc ZnS, se encuentra en la Naturaleza como zinc blenda; y puede ser precipitado de las disoluciones

Pero esta acción es reversible; es decir, el sulfuro de hidrógeno:



$$ZnCl_2 + H_2S = ZnS + 2HCl$$

Pero esta acción es reversible; es decir, el sulfuro de zinc se disuelve en el ácido clorhídrico diluído con la formación del cloruro de zinc y del sulfuro de hidrógeno:



$$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$$

Por tal razón, la reacción dada primero no se completa nunca; pero cuando se ha formado cierta cantidad de ácido clorhídrico, la reacción segunda tiene lugar. El sulfuro de hidrógeno es escasamente yonizado; pero sus

yones son necesarios para la reacción primera. Sin embargo, cuando hay un ácido los yones de hidrógeno impiden la disociación del sulfuro de hidrógeno de tal modo, que el número de los yones de azufre presentes es muy pequeño. Si se separan los yones de hidrógeno tan pronto como sean formados, añadiendo una substancia tal como el hidrato de amonio, la precipitación del sulfuro de zinc será completa. Por otra parte, si hay mucho ácido en la disolución, la precipitacion será completamente impedida.

Todas las sales solubles del zinc son venenosas.

Mercurio

Historia.—Después de los metales preciosos, el mercurio ocupó un lugar muy importante en los laboratorios medioevales. La fecha cierta de su descubrimiento es incierta, pero fué conocido en los tiempos de Aristóteles. El mercurio nativo, que se encontraba en la forma líquida en las minas de España, fué llamado *argentum vivum* (plata viviente); y el mercurio preparado con la sublimación del cinabrio, fué llamado *hydrargyrum* (agua de plata). El color rojo del cinabrio causó la confusión de esta misma substancia con el minio; y condujo a ciertos errores de parte de los escritores téoricos. El mercurio ocupó mucho la atención de los alquimistas; y por mucho tiempo ellos creyeron que él—u algo muy parecido—era el constituyente de todos los metales. El mercurio jugó además un papel muy importante en la *preparación* de la "piedra filosofal" por los alquimistas. El mercurio volátil fué llamado así en referencia al dios mitológico Mercurio.

Origen—El mercurio nativo se encuentra ocasionalmente en glóbulos diminutos; pero la ganga más abundante es el sulfuro de mercurio (cinabrio, HgS), que se encuentra en España, Austria, Rusia, Italia, Méjico y en los Estados Unidos de Norte América. En California se han encontrado grandes depósitos, y últimamente se han descubier-

tos tambíen en Tejas. En Honduras, el *cinabrio* se halla en el departamento de Gracias, pero probablemente no en cantidad suficiente que pueda dar utilidad.

Aislación.—La aislación del mercurio es muy fácil, porque al ser calcinado el sulfuro se descompone; y el azufre forma el dióxido de azufre. El mercurio no se une con el oxígeno, porque sus óxidos se descoponen muy fácilmente:

$$HgS + O_2 = Hg + SO_2$$

Propiedades Físicas.—El mercurio a las temperaturas ordinarias, comúnmente llamado *azogue,* es un líquido blanco plateado con lustre metálico muy brillante. Su densidad es mayor que la del plomo; y por lo tanto, el hierro flota en el mercurio. Se solidifica a los 40° grados bajo cero en una substancia muy parecida al estaño; o hierve a la temperatura próxima a la en rojo, y se vaporiza lentamente a la temperatura ordinaria. El peso molecular del mercurio, encontrado de su vapor de densidad, es igual que su peso atómico: 200; por lo tanto, la molécula del vapor de mercurio contiene un átomo.

Amalgamas.—El mercurio tiene el poder de disolver muchos otros metales formando ciertas aleaciones, llamadas *amalgamas.* Estas amalgamas son compuestos verdaderos, porque pueden ser preparados en varias proporciones. Cuando hay un exceso de mercurio, el amalgana es líquida; de lo contrario, sólida.

Los vapores de mercurio son muy venenosos; lo mismo que el metal dividido finamente.

Propiedades Químicas.—El mercurio se combina fácilmente con los halógenos y con el azufre. Los ácidos puros diluídos no atacan el mercurio. El ácido nítrico concentrado lo disuelve inmediatamente; y el ácido nítrico diluído lo ataca también en presencia del peróxido de nitrógeno.

Usos.—El mercurio de usa para hacer termómetros, barómetro y algunas clases de bombas de aire. Se usa extensamente en la extración del oro y de la plata. Se

usa también en la preparación de ciertas medicinas y explosivos. Su uso más importamte consiste en la preparación de las amalgamas. La amalgama de sodio se usa mucho en el laboratorio; y la amalgama de estaño se emplea en la fabricación de los espejos. Las amalgamas de plata y de otros metales se usan para rellenar los dientes.

Compuestos de Mercurio.—El cloruro mercuroso HgCl (calomel) se obtiene como un polvo blanco con la precipitación. Se hace sublimando el cloruro de mercurio con el mercurio:

$$HgCl_2 + Hg = 2HgCl$$

Esta substancia se usa en medicina, debido a su tendencia a estimular todos los órganos de secreción.

El Cloruro Mercúrico $HgCl_2$ (sublimado corrosivo) se forma con la unión directa con el cloro. Se prepara generalmente sublimando el sulfato de mercurio con la sal común; y cristaliza en prismas blancos rómbicos. Se derrite a los 265,°C; e hierve a los 307,°C. Su solubilidad a los 20,°C es de 7,4: 100. La disolución acuosa es ligeramente ácida en reacción. La sal se reduce fácilmente en cloruro mercuroso. Cuando se añade un exceso de cloruro estannoso a la disolución, el precipitado blanco de calomel formado primero pasa a formar otro precipitado gris muy pesado de mercurio dividido finamente:

$$2HgCl_2 + SnCl_2 = SnCl_4 + 2HgCl$$

$$2HgCl + SnCl_2 = SnCl_4 + 2Hg$$

El sublimado corrosivo tomado intermamente es extremadamente venenoso. Una disolución muy diluída (1:1000) se usa en cirugía para destruir los organismos inferiores y de este modo evitar la infección de las heridas. El cloruro mercúrico se usa también como preservativo de los materiales zoológicos, porque forma compuestos insolubles con las proteinas, y evita la descomposición de

los mismos. Por tal razón se administra la albúmina (clara de huevo) como antídoto en los casos de emvenenamiento con el mercurio.

Yoduro Mercuroso HgI se forma frotando el yodo con un exceso de mercurio. Aparece tambíen como un precipitado amarillo verdoso cuando se añade yoduro de potasio a una disolución de sal mercurosa. Se descompone espontáneamente en mercurio y yoduro mercúrico:

$$2HgI \rightleftarrows Hg + HgI_2$$

Yoduro Mercúrico HgI_2 se obtiene con la unión directa del mercurio con un exceso de yodo, o añadiendo yoduro de potasio a una disolución de sal mercúrica. Es un polvo escarlata: insoluble en el agua, pero soluble en alcohol y éter.

Óxidos.—Cuando se añaden las bases (exceptuándose el hidrato de amonio) a las disoluciones de las sales mercurosas, se deposita el óxido mercuroso Hg_2O, negro verdoso. Bajo la influencia de la luz o del calor moderado (100,°), éste óxido se descompone en mercurio y óxido mercúrico.

Oxido Mercúrico HgO, se forma como un polvo rojo y cristalino cuando se calienta el mercurio en el aire a los 357,°. Generalmente se prepara descomponiendo el nitrato.

Otras Sales de Mercurio.—*Nitrato Mercuroso* $HgNO_3$, H_2O, se forma con la acción del ácido nítrico frío y diluído sobre un exceso de mercurio. Se hidroliza lentamente con el agua fría, y rápidamente con el agua caliente, dando el nitrato básico insoluble:

$$2HgNO_3 + H_2O \rightleftarrows HNO_3 + Hg(OH)NO_3$$

La disolución pura se prepara únicamente cuando se añade un poco de ácido nítrico.

Nitrato Mercúrico $(Hg(NO_3)_2\ 8H_2O$. Se prepara tratando el ácido nítrico concentrado caliente con mercurio.

La disolución acuosa es fuertemente ácida; y deposita el nitrato básico $Hg_3(OH)_2O(NO_3)_2$, amarillo y cristalino.

Sulfuro Mercuroso Hg_2S, se forma con la precipitación de las sales mercurosas; pero se descompone en mercurio y sulfuro mercúrico.

Sulfuro Mercúrico HgS cristalizado. Ocurre como cinabrio rojo. Al ser formado con la precipitación con el sulfuro de hidrógeno, o frotando el mercurio con el azufre, es una substancia negra y amorfa. Con la sublimación, en el curso de la cual se disocia y recombina, la forma negra da la variedad roja y cristalina.

La forma roja del sulfuro se usa en la fabricación de la pintura (bermellón).

Fulminato Mercúrico $Hg(ONC)_2$ se obtiene como un precipitado blanco cuando se trata el mercurio con ácido nítrico, y se añade alcohol a la disolución. Se descompone inmediatamente al ser golpeado; y se usa en la fabricación de las cápsulas de percusión y detonadores.

Cadmio

Historia.—El óxido de zinc impuro, que se colecta en las estufas de fundición del bronce, era conocido con el nombre de *cadmia fornacum* (flores de zinc). La palabra "cadmia" era aplicada igualmente a la *tierra zinciferosa* que se encuentra en las inmediaciones del Mar Negro. F. Stromeyer (1817) descubrió que las flores del zinc contenían además del zinc un elemento nuevo muy volátil, y con varias propiedades diferentes a las del zinc. Este nuevo elemento recibió el nombre de cadmio.

Origen.—El cadmio es un metal poco común; y se encuentra frecuentemente en combinación con el zinc. Existe además, nativo en la forma de sulfuro, CdS.

Propiedades y Usos.—Es un metal blanco, lustroso y algo suave. Su gravedad específica es 8,6; y su punto de fusión 320,°C. Es más maleable que el zinc. Desplaza

el hidrógeno de los ácidos diluídos. Se usa en la fabricación de las aleaciones.

Compuestos de Cadmio.—El Cloruro, $CdCl_2$, $2H_2O$, es eflorescente; y no se hidroliza durante la deshidratación o en la disolución.

El Hidrato $Cd(OH)_2$, se prepara con la precipitación. Interacciona con los ácidos (como un hidrato básico); pero no con las bases. Se disuelve en el hidrato de amonio, formando $Cd(NO_3)_4(OH)_2$. El ÓXIDO CdO, es un polvo castaño; se obtiene calentando el hidrato, el carbonato o el nitrato; o bien quemando el metal.

El Sulfato se cristaliza de la disolución como $3CdSO_4$, $8H_2O$. Los carbonatos solubles dan el carbonato normal de cadmio $CdCO_3$. El sulfuro de hidrógeno da el precipitado amarillo, SULFÚRO CdS.

Reacciones Analíticas.—El yon de magnesio Mg^{++} es incoloro y bivalente. Los carbonatos solubles precipitan el carbonato básico de magnesio, cuando no hay sales de amonio. Las sales de zinc: el sulfuro de zinc se precipita añadíendo el sulfuro de amonio a las disoluciones de las sales de zinc y de los zincatos. El hidrato de sodio da el hidrato insoluble, que interactúa con un exceso del álcali, dando el zincato de sodio soluble. Las dos formas de mercurio: yon-mercuroso Hg^{+} y el yon-mercúrico Hg^{++} son incoloros, y actúan químicamente diferente. Ambos dan el sulfuro negro, HgS, que es insoluble en los ácidos y en los otros disolventes de las sales de mercurio. El yon-mercuroso da el cloruro blanco, insoluble y el óxido negro; y una mezcla negra con el hidrato de amonio. El-yon-mercúrico da un cloruro soluble, un óxido amarillo insoluble: y un precipitado blanco con el hidrato de amonio.

El yon de cadmio Cd^{++}, es bivalente e incoloro. El sulfuro de cadmio amarillo se precipita con el sulfuro de hidrógeno, aún de las disoluciones ácidas de las sales. El hidrato blanco insoluble no se disuelve en el hidrato de sodio.

CAPÍTULO XXIX

COBRE—PLATA—ORO

Todos estos tres metales se encontran libre en la Naturaleza; y han sido conocidos desde los tiempos más remotos. Son los metales usados universamente en la acuñación y como adorno. Son además los mejores conductores de la electricidad.

Cobre

Historia.—El cobre parece haber sido conocido desde los tiempos pre-históricos—la edad neolitica. La "Edad del Cobre" siguió a la "Edad de la Piedra." El cobre fué usado en los utensílios y en instrumentos de guerra muchísimo antes que el hierro. Esto era probablemente debido a que el cobre se encuentra nativo, y no necesita mingún tratamiento metalúrgico. Los antiguos usaron indistintamente las palabras *"chalcos"* y *"aes"* para designar el cobre, el latón y el bronce. El cobre se llamó después *aes cyprium* (bronce de Ciprio), debido a que los romanos lo obtenían de la Isla de Chipre; y este término fué luego abreviado en *cuprum.* De donde se origina el símbolo "Cu."

Origen.—El cobre se encuentra libre en la Naturaleza, en depósitos inmensos y muy distribuidos. Sus compuestos están igualmente muy distribuidos: el óxido en *cuprita,* Cu_2O; el sulfuro en *chalconita,* Cu_2S y las piritas de cobre en *chalcopirita,* $CuFeS_2$. También se encuentra en varias localidades como carbonato básico *malaquita,* $CuCO_3$, $Cu(OH)_2$ y *azurita,* $2CuCO_3$, $Cu(OH)_2$. Los silicatos, arsenatos y fosfatos de cobre se encuntran nativos. Ha

sido también encontrado en las plumas de ciertos pájaros. Las minas famosas de cobre nativo en Michigan (E.U. de A.), fueron extensamente trabajadas antes del descubrimiento de América. Los sulfuros se trabajan en Montana (E.U. de A.); en Inglaterra, es España y en Alemania. En Honduras, hay minas de cobre de una riqueza extraordinaria.

Metalurgia.—La extracción del cobre varía con las diferentes gangas en que se encuentra. Las gangas de cobre nativo se trituran primero, y luego se lavan para separar las impurezas; y el producto concentrado, finalmente se derrite y refina con la fusión. Los óxidos y carbonatos se reducen en la calcinación con coque en la estufa de fundición. El cambio químico general puede ser representado como sigue:

$$Cu_2O + C = 2Cu + CO$$

La fundición de los sulfuros de cobre y de hierro es muy complicada. Las gangas se trituran y lavan, y después se calcinan en la estufa. Esta operación separa las rocas adheridas y cambia una gran parte del sulfuro en óxido. La masa calcinada se derrite con carbón de piedra y arena en el horno de reverbero para cambiar casi todo el hierro en un silicato fusible, que se separa con la escoria resultante. El "mate de cobre" restante contiene de un 59 a 65% de cobre; además un poco de hierro, de azufre y de arsénico. Esta mezcla se calcina y derrite, hasta que todo el hierro y el arsénico han sido removídos, restando el sulfuro de cobre. Este se calcina de nuevo para convertirlo principalmente en óxido; y después se calcina la mezcla del sulfuro y del óxido: el azufre se desprende en dióxido de azufre, y el cobre queda libre:

$$2CuO + Cu_2S = 4Cu + SO_2$$

Esta ecuación representa el cambio final. Algunas veces el arsénico y el azufre son removidos pasando aire caliente sobre el sulfuro derretido.

Purificación.—El cobre crudo de la mayoria de las gangas contiene cerca de 98% de cobre. Este variedad cruda se purifica con la electrolisis; y se llama COBRE ELECTRÓLITICO. Las barras de cobre impuro se conectan como el ánodo al polo positivo de una batería o dinamo poderoso y se suspenden en una disolución de sulfato de cobre y ácido sulfúrico. En el polo negativo se conectan las láminas de cobre puro. Cuando se pasa la corriente los ánodos de cobre crudo se disuelven y el cobre puro se deposita alrededor de los cátodos; y las impurezas quedan en la disolución o se depositan en el fondo del tanque. Conforme a los términos de la teoria de la disociación electrólitica: los yones de cobre (Cu^{++}) emigran al cátodo, pierden sus cargas, y se vuelven cobre metálico.

Propiedades Físicas y Químicas.—El cobre es rojo con la luz reflejada, y verdoso con la luz transmitida. Se derrite a los 1083 grados. Gravedad específica, 8,93.

En el aire ordinario, el cobre se cubre lentamente con un carbonato básico verde. No descompone el agua a ninguna temperatura; ni desplaza el hidrogeno de los ácidos diluídos. Los ácidos oxígenados atacan el metal. Calentado en el aire se cambía en óxido de cobre negro; y a una temperatura elevada produce una llama esmeralda verdosa. Con el ácido nítrico forma el nitrato y los óxidos de nitrógeno; con el ácido sulfúrico caliente da el sulfato de cobre y el dióxido de azufre.

El ácido clorhídrico tiene poco efecto sobre el cobre. El cobre reemplaza algunos metales suspendidos en las disoluciones de sus compuestos: un alambre limpio de cobre se cubre con una capa de mercurio al ser colocado en una disolución de un compuesto de mercurio. Los otros metales como el hierro, el zinc y el magnesio remueven el cobre de sus disoluciones.

Usos.—Después del hierro, el cobre es el metal más útil. Grandes cantidades se usan en los alambres del telégrafo, cable, teléfono y de la luz eléctrica, etc. Todas los paises usan el cobre como el ingrediente principal de las monedas de poco valor. Los aparatos eléctricos utilizan mucho

cobre. Y es además, un constituyente esencial de muchas aleaciones.

Aleaciones de Cobre.—El BRONCE es una aleación amarilla brilante, que contiene de un 63 a 72% de cobre y el resto de zinc. Se fabrica derritiendo juntos estos metales. Es más duro que el cobre; y debido a su durabilidad y elasticidad tiene muchos usos para los cuales no se presta el primero. Los metales de Muntz, Pinchbeck, etc., son variedades del bronce. El BRONCE típico contiene diferentes proporciones de cobre, zinc y de estaño. Algunos bronces antiguos contiene plomo y hierro. El tanto por ciento de cobre es de 70 a 95; de zinc de 1 a 25, y de estaño de 1 a 18. Debido a la belleza del color y extremada durabilidad se usa en las estatuas, en las monedas y medallas, etc. Los antiguos hacían de bronce sus armas y demás utensilios. Antiguamente los cañones se hacían de bronce; pero hoy se emplea el acero. El BRONCE DE FÓSFORO contiene un tanto por ciento muy pequeño de fósforo y de plomo. Se usa en la fabricación de los propulzores de los barcos y en otras partes de las maquinarias.

Bronce-Silicio, contiene trazas de silicio y de hierro; y se usa en los alambres del telégrafo y del teléfono. El BRONCE-ALUMINIO, contiene 90% de cobre y 10% de aluminio. Es muy duro, amarillo y elástico; y se usa en la construcción de los cascos de los barcos, etc.

Compuestos de Cobre.—El cobre forma dos series de compuestos: cuprosos y cúpricos. Por ejemplo: óxido cuproso (Cu_2O), y óxido cúprico (CuO); cloruro cuproso ($CuCl$), y cloruro cúprico ($CuCl_2$). Los compuestos cuprosos contienen mayor cantidad de cobre que los cúpricos. No todos los mienbros de cada serie son importantes o bien conocidos. Otros metales:—mercurio y hierro forman series similares. Los compuestos más importantes son los óxidos y el sulfato de cobre. Los compuestos de cobre son venenosos. Los utensilios de cocina hechos de cobre deben ser usados con cuidado. Al hervirse los vegetales, frutas, etc., deben ser removidos tan pronto

como sean cocinados; y los recipientes deben mantenerse limpios para evitar la formación de las sales de cobre solubles, que contaminan los contenidos.

Óxido Cuproso Cu_2O, se encuentra nativo, como cuprita. Puede obtenerse como un polvo rosado calentando una mezcla de disoluciones de sulfato de cobre, (sal de la (Rochella) hidrato de sodio y glucosa. Este óxido se usa para colorar rojo el vidrio. Es un mineral muy bello y valuable.

Oxido Cúprico CuO, es un sólido negro, formado al calentar el nitrato de cobre. Se reduce en cobre metalico con el hidrógeno, o con el carbono:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$

Se usa para determinar la composición gravimétrica del agua.

Sulfato de Cobre, $CuSO_4$, es el compuesto más útil de cobre. Igual que muchos de los compuestos cúpricos, es un sólido azul, cristalino; y se llama frecuentemente "vitriolo azul," o "piedra azul." La sal cristalizada ($CuSO_4$, $5H_2O$) pierde el agua en el aire; al ser calentada a los 240°, toda el agua se escapa, dajando un polvo blanco. Este SULFATO ANHIDRIDO de COBRE absorve el agua del alcohol y demás líquidos similares; y al combinarse con el agua, se vuelve de nuevo azul. El sulfato de cobre se usa en las baterías eléctricas; para hacer otras sales de cobre y para preservar las maderas de construcción, etc. Es muy venenoso; y es uno de los ingredientes de ciertas mezclas usadas para matar los insectos de los árboles.

El sulfato de cobre puede ser preparado tratando el cobre con el ácido sulfúrico. Este método es muy usado; pero la mayor parte del sulfato de cobre del comercio, es un producto secundario obtenido en la refinación del oro y de la plata con el ácido sulfúrico.

Nitrato de Cobre Cu $(NO_3)_2$, es un solido azul, critalino, formado con la interacción del cobre con el ácido nítrico diluído. Es una sal cúprica muy soluble en agua; y se

descompone fácilmente con el calor en óxido cúprico y los óxidos de nitrógeno.

Sulfuro Cuproso Cu_2S, es un mineral negro azulado, chalcocita. SULFURICO CÚPRICO, CuS, es el precipitado negro formado al pasar el gas sulfuro de hidrógeno sobre una disolución de una sal cúprica.

Electro-Tipear. Cuando las láminas de platino conectadas con una batería se sumergen en una disolución de sulfato cúprico, el cobre se deposita en el cátodo (polo negativo). El yon-sulfato $SO_4^{=}$, emigra hacia el ánodo (polo positivo) y deprende el ácido sulfúrico y el oxígeno. Sin embargo, cuando el ánodo es de *cobre,* el $SO_4^{=}$, emigra sin descargarse y el cobre entra en disolución como Cu++, en cantidad igual a la depositada en el otro polo. Los únicos cambios son: (1) un aumento de concentración del sulfato cúprico alrededor del polo positivo, ánodo; y (2) un cambio del cobre del ánodo de cobre al cátodo.

El ELECTROTIPO de cobre se hace preparando primero un molde en yeso de París, en guta-percha o en cera. La superficie del molde se cubre con grafito para hacerlo un buen conductor; y después se usa como cátodo de una pila eléctrica con un ánodo de cobre. El depósito de cobre al ser muy pesado se separa.

PLATA

Historia.—La plata ha sido conocida desde los tiempos más antiguos. En el Viejo Testamento se encuentran varias aluciones a la plata. Probablemente fué usada en las monedas. Los fenicios se supone que la obtenían de América y de España. Parece que era purificada con la operación de cupelación; pero hay muy poca evidencia para demostrar sí los antiguos sabían separ la plata del oro. El término antiguo para la plata se refiere a su color blanco brillante—el equivalente Hebro se deriva del verbo "ser blanco"; y el término Griego de (argos), "relumbrar." Los primeros químicos llamaron a la plata

"Luna" y "Diana"; y la representaban por el símbolo de la media luna—posiblemente debido al color pálido plateado de la luz de la luna.

Origen.—La plata es uno de los metales preciosos más comunes. En el estado nativo se encuentra en Arisona, Estados Unidos de Norte América, en Méjico, en Noruega, en la América del Sur y en Australia. Las gangas principales son los sulfuros. El sulfuro simple (argentita, Ag_2S) es el más rico; y se encuentra en varias localidades en los Estados Unidos de América. El sulfuro de plata está frecuentemente en combinación con los sulfuros de plomo, cobre, antimonio y arsénico. Estos sulfuros complejos se encuentran en Méjico, Perú, Bolivia, Chile y en Idaho. El agua del mar contiene trazas de plata; y la cantidad total en el océano ha sido estimada en dos millones de toneladas. El abastecimiento de la plata del mundo procede principalmente de los Estados Unidos de América, Méjico, Alemania, Australia y Bolivia.

En Honduras, los metales de plata son los más abundantes y más ricos de los que existen en el Estado. Todos se encuentran en las lineas o grupos de montañas del Pacifico. La plata se encuentra en varias combinaciones con el hierro, plomo y cobre, y algunas veces con antimonio.

Metalurgia.—La plata se extrae de sus gangas por los procesos principales: (1) En el PROCESO DE AMALGAMACIÓN la ganga pulverizada se cambia primero en cloruro de plata calcinándola con cloruro de sodio. Esta masa se reduce después en plata agitándola con agua y hierro o con un compuesto de hierro. La ecuación más simple es como sigue:

$$2AgCl + Fe = 2Ag + FeCl_2$$

La plata se separa añadiendo mercurio, que forma una amalgana con ella, y no con las otras substancias. Al calentar esta amalgama el mercurio se destila, y la plata—con algo de oro—queda libre. (2) La plata se extrae de las gangas de plomo por el PROCESO DE PARCKES: Después

de que el azufre, el arsénico y las demás impurezas han sido removidas de la ganga de plomo, el producto final es una mezcla de plomo, plata y oro. Éste se derrite y se mezcla completamente con zinc. Cuando la mezcla se enfría se forma una aleación de plata, oro y zinc; ésta se solidifica y se separa después. La mezcla restante de plomo se trata de nuevo con zinc. La aleación de plata, oro, zinc y plomo, se calienta hasta volatilizar el zinc y oxidar (o derretir) el plomo. La mezcla de plata y oro se calienta con ácido sulfúrico: el oro no es afectado, y la plata forma el sulfato de plata, que se reduce con el cobre en plata metálica.

Propiedades.—La plata es un metal blanco lustroso. Es más duro que el oro y más blando que el cobre. Igual que el último, es dúctil y maleable. La gravedad específica es 10,5; siendo más pesada que el cobre, y más ligera que el plomo. Se derrite a los 961,°C; y se funde fácilmente con el carbón de leña o con la llama del soplete; se vaporiza en la llama del oxígeno-hidrogenado y en la estufa eléctrica. La plata derretida absorve cerca de veinte veces su volumen de oxígeno; éste se desprende violentamente cuando se solidifica la plata. Igual que el cobre, la plata es un excelente conductor de la electricidad y del calor; pero es muy cara para tales usos. No se ennegrece en el aire a menos que hayan compuestos de azufre, y entonces se forma la capa negra muy familiar de sulfuro de plata. La plata es muy ligeramente actuada con el ácido clorhídrico; la potasa cáustica derretida, la soda y el nitrato de potasio no tienen acción. El ácido nítrico y el sulfúrico concentrados forman el nitrato y sulfato, respectivamente, igual que tratándose del cobre. Estas reacciones se representan como sigue:

$$3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$$

$$2Ag + 2H_2SO_4 = Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2$$

Aleaciones.—La plata pura es demasiado blanda para el uso constante, y se endurece generalmente añadiendo

una cantidad pequeña de cobre. Hay tres aleaciones usadas en las monedas y en las joyas. Una amalgama de plata es muy frecuentemente usada por los dentistas.

Haloides.—El CLORURO AgCl, BROMURO AgBr y YODURO AgI, se forman como precipitados cuando se añade una sal de plata a una disolución que contenga los yones haloides apropiados. El primero es blanco, y se derrite a los 457,° El segundo y tercero son amarillo pálido y amarillo, respectivamente. La insolubilidad en agua, que es muy grande, aumenta en el orden dado. El cloruro de plata al ser expuesto a la luz se vuelve primeramente violeta (plata coloidal, dispersada en el AgCl) y finalmente castaño con el desprendemiento del cloro. El bromuro y el yoduro actúan de una manera similar. El cloruro de plata sólido absorve el amoníaco, formando a una presión baja el $2AgCl; 3NH_3$; y a una presión más alta el $AgCl, 3NH_3$.

Óxidos.—Cuando se añade hidrato de sodio a una disolución de una sal de plata, se obtiene un precipitado castaño pálido, que, al ser removido del agua se encuentra ser ÓXIDO ARGÉNTICO AgO, y no AgOH. La disolución acuosa del óxido argéntico, sin embargo, es distintamente alcalina y contiene posiblemente el hidrato: $2AgOH \rightleftarrows AgO + H_2O$. Esta substancia es un óxido básico activo. Al ser humedecido absorve dióxido de carbono del aire. Con el hidrato de amonio forma $(Ag(NH_3)_2OH$, soluble. El óxido al ser calentado desprende oxígeno, quedando la plata metálica. El PERÓXIDO DE PLATA AgO_2, se forma con la acción del ozono sobre la plata. En la electrolisis del nitrato de plata, se forma alrededor del ánodo un depósito de cristales negros lustrosos, que contienen un poco de peróxido de plata.

Sales.—El NITRATO DE PLATA $AgNo_3$, se obtiene tratando la plata con el ácido nítrico acuoso. De la disolución se forman cristales incoloros octaédricos. Éstos se derriten a los 208,6°. Esta substancia se usa para cauterizar las heridas, porque se combina con las proteinas para formar

compuestos insolubles. La disolución acuosa es *neutra.* La sal pura no es afectada por la luz; pero al ser depositada en los tejidos orgánicos, se reduce con la materia orgánica, y se desprende la plata. Por esta misma razón no se usa para ciertos ingrediente en la preparación de la tinta.

Carbonato de Plata, la sal neutra Ag_2CO_3, y no el carbonato básico, se precipita de las disoluciones de las sales de plata con los carbonatos solubles. Tiene un color ligeramente amarillo. Con el agua da una reacción ligeramente alcalina; e igual que el carbonato de calcio, es soluble en un exceso de ácido carbónico. El carbonato al ser calentado da la plata metálica.

Electro-Platear.—Esta operación es similar a la del cobre. El objeto que se desea platear se limpia con extremado cuidado y se conecta en el alambre negativo. El electrodo positivo se forma de láminas de plata; y puesto que las sales de plata simples no dan un depósito coherente, el baño consiste de una disolución de argenticianuro de potasio. El yon de potasio K^+ emigra hacia el polo negativo; y el yon argéntico dado por los yones complejos de plata, se deposita alrededor del mismo polo:

$$Ag(CN)_2^- \rightleftarrows Ag^+ + 2CN^-, Ag^+ + \quad = Ag^\circ$$

En el polo positivo la plata entra en disolución en cantidad equivalente dando el yon-argéntico; y la ecuación anterior es reversada.

Los espejos se platean con la reducción del nitrato de amonio y plata con los compuestos orgánicos, como la formaldehida CH_2O (formalina), o la glucosa:

$$4AgOH + CH_2O = 3H_2O + 4Ag + CO_2$$

La capa de plata se lava, se seca y se barniza.

Fotografia.—Esta operación se basa en el hecho de que las sales de plata, especialmente el bromuro y el yoduro, cambían de color al ser mezclados con una substancia

orgánica, y expuestos a la luz. Después de la EXPOSICIÓN, generalmente de una fracción de segundo, no hay ninguna alteración visible en la película. La imagen se REVELA. Esto consiste, químicamente, en reducir el bromuro de plata en plata metálica por medio de los agentes de reducción usados. Todo el haloide en la placa es reducible si el agente de reducción actúa sobre él por un periodo suficiente de tiempo; y las partes alcanzadas por la luz son afectadas *primero,* con una velocidad proporcional a la intensidad de la iluminación esperimentada por cada una de ellas. El bromuro de plata ireducido se disuelve después con tiosulfito de sodio ("hipo"); y queda la imagen de plata. De este modo se evita que la película se vele con la plata, que se depositaría al ser expuesta a la luz, sin este tratamiento (FIJAR). El resultado es "un negativo," debido a que las partes brillantes en el objeto están ahora opacas, y las partes obscuras son transparentes.

Un revelador muy común es la sal de potasio de hidroquinono, $C_6H_4(OH)_2$, que da quinono $C_6H_4O_2$:

$$2AgBr + (KO)_2C_6H_4 = 2Ag + 2KBr + C_6H_4O_2$$

Con la IMPRESIÓN la luz y la obscuridad se cambian de nuevo; las partes más densas protejen los compuestos del interior del papel, dejándolos blancos.

Las substancias sensitivas generalmente usadas son los papeles de "bromuro" (VELOX, inventado por Baekeland), requieren una exposición más dilatada para desprender la cantidad necesaria de plata. La operación de fijar se hace del mismo modo que la anterior. Para ENTONAR los papeles de cloruro, se emplea una disolución de clorurato de sodio. Una porción de la plata se disuelve desplazando el oro, que se deposita en su lugar:

$$NaAuCl_4 + 3Ag = NaCl + 3AgCl + Au$$

La capa finisima de oro da un color bellísimo.

Oro

Historia.—El oro, el primero entre los metales, el más noble y perfecto, tiene también la historia más larga. Se encuentra en el estado casi puro en muchos países; y las arenas de ciertos ríos lo dan en cantidades considerables. Los estudiantes de las obras clásicas recordaran "las arenas auríferas de Poctólo." En las escabaciones hechas en Egipto han sido encontradas algunas dagas con mango dorado; y el oro es mencionado en los primeros libros o escritos del hombre civilizado. En las tumbas egipcias de 2500 años antes de Cristo se han encontrado representaciones del proceso de refinación del oro; y una especie de mapa de las regiones auríferas en los años 1300–1350, A.C. Las minas de oro de Nubia fueron extensamente trabajadas por los egipcios. Plinio, describe el proceso de amalgamación para la extración del oro. Las operaciones de cupelación para la purificación del oro fueron descritas en el siglo II; y a este mismo proceso se refiere problamente Jeremías en el Viejo Testamento, 600 A.C. Las primeras palabras acerca del oro en Hebreo y en Egipcio, se refieren a la apariencia brillante del oro. Los primeros químicos lo llamaron *sol;* y lo representaban por el símbolo de la perfección, debido no a su apariencia sino por ser considerado como la perfección mayor entre todos los metales nobles, el rey de los metales.

Origen.—El oro está ampliamente distribuido, aunque no es muy abundante en cierto lugares. No se encuentra nunca puro síno que aleado con la plata, y ocasionalmente con el cobre y el hierro. Se encuentra diseminado en partículas finísimas, casi invisibles, entre las gangas de los demás metales, aunque no tan abundantemente como la plata. Ocurre generalmente en polvo, granos, y en masa de formas diversas. La "pepita" de oro más pesada entre todas las conocidas era de 84, kg (184 libras).

En Honduras, las minas de oro son muy comunes, pero a excepción de las de San Andrés, en Gracias, y las de

las inmediaciones de San Juan, Cantarranas, en Tegucigalpa, no se trabajan regularmente. Las principales cantidades que se obtienen de este metal, son de los lavanderos de Olancho, que producen de una manera superabundante.

Minería.—El oro se obtenía al principio lavando las arenas auríferas. Este método primitivo fué muy pronto substituido por la MINERÍA HIDRÁULICA, que consistía en pasar corrientes de agua sobre las arenas auríferas, con lo cual, las minerales más livianos eran lavados, y el oro quedaba en la forma de "pepitas" y polvos de oro. De esta mezcla se extraín el oro y la plata mezclándolos con mercurio, o bien pasando la masa húmeda sobre láminas de cobre cubiertas con mercurio. Esta amalgama se calentaba, como en la metalurgia de la plata, para remover el mercurio; el residuo de oro y plata se purificaba del modo descrito a continuación. En el PROCESO DE CLORINACIÓN: las gangas molidas o trituradas se calcinan y después se baten en barriles conteniendo polvos de blanquear y ácido sulfúrico; esta operación forma un cloruro de oro soluble ($AgCl_3$), del cual se precipita el oro como un polvo fino con el sulfuro de hidrógeno (u otro agente de reducción). En el PROCESO DE CIANURO: las gangas trituradas se mezclan con una disolución débil de cianuro de potasio y se exponen al aire; esta operación cambia el oro en un cianuro soluble ($K\ Au(CN)_2$). El oro se separa de esta disolución con la ELECTROLISIS, o bien por el tratamiento con el zinc.

Purificación.—El oro obtenido por los métodos anteriores es impuro; la plata es la principal impureza. Estos metales se SEPARAN con un proceso químico, o con la ELECTROLISIS. En el método de separación antiguo, conocido con el nombre de INCUARTACIÓN: una aleación de oro y plata, que contenía cerca de una cuarta parte de oro, se trataba con ácido nítrico para cambiar la plata en el nitrato respectivo, y el oro era removido fácilmente. En el MÉTODO ELECTRÓLITICO de separación; el ánodo consiste de una aleación de oro y plata, el cátodo de plata, y el electrólito es nitrato de plata. Al pasar la corriente eléctrica una

parte de la plata del ánodo entra en disolución como el nitrato, y la otra se deposita en el cátodo; el oro permanece en el ánodo como un polvo fino, que se recoge en un saco de tela, que cubre todo el ánodo.

La pureza del oro se expresa en QUILATES. El oro puro tiene 24 quilates de fino; una aleación de 22 partes de oro y 2 de cobre contiene 22 quilates de oro; y otra que contenga partes iguales de oro y de otro metal, será de 12 quilates de oro.

Propiedades.—El oro es amarillo; y es además el metal más maleable y dúctil. Se funde a los 1063,°C. Gravedad específica: 19,32. No es afectado por el oxígeno libre ni por el sulfuro de hidrógeno. No desplaza el hidrógeno de los ácidos diluídos, no interactúa con el ácido nítrico, ni con el sulfúrico, u otro ácido oxigenado cualquiera, exceptuándose el ácido selénico. Se combina con el cloro y el bromo libres. Interacciona con una mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico (*agua regia:* en la proporción de 3 o 4 volúmenes de ácido clorhidrico, y uno de ácido nítrico), dando el ÁCIDO CLOROÚRICO, H, $AuCl_4$, (HCl, $AuCl_3$). Esto tiene lugar no porque el *agua regia* sea más activa que cualquiera de las substancias que la componen síno porque produce el cloro y el yon-cloruro Cl^-, requeridos para formar el *anion:* $AuCl_4^-$, excesivamente estable (poco disociado). El agua de cloro (Cl_2, H^+, Cl^-, ClO^-) lo disuelve también por la misma razón. El oro es el metal más activo entre todos los metales familiares.

Usos.—Como el oro es demasiado blando para los usos prácticos se endurese con el cobre o con la plata. La alcación de oro y cobre tiene un color rojo, y la de oro y plata es más pálida que el oro puro. Las joyas de oro, varían de 12 a 22 quilates en pureza. Debido a su maleabilidad, acción química muy debil y a su belleza, se usa para rellemar los dientes.

Compuestos con los Halógenos.—El ÁCIDO CLOROÚRICO, formado como antes se ha dicho, se deposita en cristales amarillos y delicuescentes de H $AuCl_4 4H_2O$. El clorourato de sodio amarillo, $NaAuCl_4$, $2H_2O$, obtenido con la neutra-

lización del ácido, se usa en la fotografía. El ácido da el cloruro de hidrógeno al ser calentado muy lentamente y deja el CLORURO AÚRICO $AuCl_3$, rojo y cristalino. Esta substancia al ser disuelta en el agua da H_2 Au Cl_3 O. Cuando se calienta a los 180° el cloruro aúrico forma el CLORURO AUROSO AuCl, y el cloro. Esta sal es un polvo blanco.

Otros Compuestos.—Cuando se añaden los álcalis cáusticos al ácido cloroúrico, o al clorourato de sodio, se precipita el HIDRATO AÚRICO Au $(OH)_3$. Esta substancia es un ácido e interacciona con un exceso de una base, formando los AURATOS. Estos se derivan del ácido metaúrico ($Au(OH)_3 + H_2O = H\ AuO_2$) ; por ejemplo, el AURATO DE POTASIO, $KAuO_2\ 3H_2O$. Esta sal interacciona por descomposición doble dando, por ejemplo, con la plata, la sal de plata insoluble, $AgAuO_2$. Su disolución es alcalina en reacción, lo que prueba que el ácido aúrico es muy débil. El ÓXIDO AÚRICO, Au_2O_3, es castaño; y el ÓXIDO AUROSO, Au_2O, un polvo violeta. El sulfuro de hidrógeno, debido a su acción de reducción, precipita del ácido cloroúrico una mezcla negra, que contiene mucho SULFURO AUROSO Au_2S, y azufre libre y además un poco de SULFURO AÚRICO Au_2S_3.

Los AUROCIANUROS: como el K.Au $(CN)_2$ o (KCN, Au (CN) ; y los AURICIANUROS: como el K.Au$(CN))_4$ o (KCN, $Au(CN)_3$, se forman con la acción del cianuro de potasio con los compuestos aurosos y aúricos, respectivamente. Estas substancias son incoloras e insolubles.

Por lo dicho se verá que el oro, aun cuando físicamente es un metal, químicamente y en general, es un metaloide.

CAPÍTULO XXX

ALUMINIO Y METALES TERROSOS

Los principales miembros de este grupo ocupan la cuarta columna de la Tabla Periódica y son los siguientes: boro (B, p.a, 11), aluminio (Al, p.a, 27,1), galio (Ga, p.a, 79), indio (In, p.a, 115) y talio, (TI, p.a, 204), todos ellos en el lado derecho de la columna; y escandio (Sc, p.a, 44,1), ytrio, (Y, p.a, 89) y lantáno (La, p.a, 139), en el lado izquierdo. Estos elementos son todos trivalentes.

Elementos Raros de Esta Familia.—El óxido e hidrato de boro son ácidos. Aquéllos del aluminio, ($Al(OH)_3$), galio ($Ga(OH)_3$), indio ($In(OH)_3$) y talio ($Ta(OH)$) son básicos; pero actuán también como ácidos con las bases fuertes.

El GALIO y el INDIO se encuentran ocasionalmente en el zinc blenda; y fueron descubiertos con el espectroscopio. El primero tomó el nombre de Francia, donde se llevó a cabo su descubrimiento; y el segundo debido a las dos rayas azules de su espectro.

El TALIO, se encuentra en algunos espécimenes de piritas y de blendas. Fué descubierto por Crookes, por medio del espectroscopio, en los depósitos seleníferos de las calderas de una fábrica de ácido sulfúrico. Recibió su nombre de la raya verde muy prominente en su espectro. Este elemento da dos series completas de compuestos. En aquéllos donde es trivalente (sales tálicas), se asemeja al aluminio. Las sales de estas series son más o menos hidrolizadas con el agua. El talio univalente, se asemeja tanto al sodio como a la plata. El hidrato taloso TIOH, es soluble; y da una disolución alcalina muy fuerte; el cloruro es insoluble en el agua fría. Las disoluciones de

las sales talosas son neutras. El zinc desplaza el talio de sus sales.

Entre los elementos del lado izquierdo de la columna: ESCANDIO, cuya existencia y propiedades fueron predichas por Mendelejeff, es el más conocido. Estos metales raros se encuentran en minerales raros también, por ejemplo euxenita, gadolinita, ortita y monazita, que ocurren en Suecia y en los Estados Unidos de Norte América. El CERIO (Ce, p.a, 140,25), NEODIMIO (Nd, p.a, 144,3) y PRASEODIMIO (Pr, p.a, 140,9) se encuentran igual que el LANTÁNO en cerita, o sea un silicato de estos cuatro elementos. Estos cuatro elementos están incluídos en los metales terrosos raros. Los compuestos de algunos de estos elementos raros, como actúan tan análogamente enter sí, es imposible su clasificación. El peso atómico de algunos de dichos elementes es parecido al del lantáno, por lo cual no ha sido posible incluirlos en la tabla periódica. Ostwald los ha comparado a un grupo de planetas menores.

ALUMINIO

Historia.—La palabra "alumbre," o su equivalente griego, fué primeramente aplicado como un término general a un grupo de substancias con sabor astringente. Geber y otros, clasificaron el alumbre con los "vitriolos; y Paracelso lo consideró radicalmente diferente; y llamó la atención acerca de que el *corpus* del alumbre no era metálico, sino un mezcla íntima de "tierras." El *corpus* terroso era igualmente confundido con la cal hasta que H. Pott (1746), demostró que la base era realmente una *tierra arcillosa;* y en 1854, A.S. Marggraf, probó claramente que la base difería enteramente de la cal; y que la arcilla contiene *alumbre* y sílice.

Origen.—El aluminio no se encuentra libre en la Naturaleza; sus compuestos son muy numerosos, abundantes y ampliamente distribuidos. Cerca de un 8% de la corteza terrestre es aluminio. Muchas rocas comunes y minerales

son silicatos de aluminio y de otros metales. Por ejemplo, el feldespato y mica, que forman una gran parte del granito y del genis; la arcilla y la pizarra son principalmente silicatos de aluminio, formados por la descomposicion de los minerales complejos de aluminio; el *Corindón, rubi* y el *zafiro* son formas del óxido de aluminio Al_2O_3, más o menos impuras; y el *esmeril* es una mezcla de óxido de hierro y corindón. Existen tres hidratos conocidos, que ocurren en la naturaleza; *gibsita* o *hidrargilita,* Al_2O_3 $3H_2O$; *bauxita,* Al_2O_3 $2H_2O$, o Al_2O (OH) y *diasporo,* $Al_2O_3H_2O$, o AlO(OH) o $Al(OH)_3$. La palabra BAUXITA se usa en término general para el hidrato de aluminio nativo; y contiene un equivalente de 50, a 70% de Al_2O_3, y cerca de 25 a 30% de agua, con más o menos óxido férrico, óxido titánico y sílice. Las bauxitas se clasifican frecuentemente en ferruginosas y no ferruginosas. El fluoruro doble—*Criolita,* AlF_3 3NaF—se encuentra en Grinlandia, la *turquesa* es un fosfato hidratado. La bauxita y la criolita son los compustos principales usados en la preparación del aluminio.

En Honduras, C.A. hay *alumbre* y *mica,* en varios lugares.

Metalurgia.—El aluminio se obtiene del óxido (Al_2O_3) con la electrolisis. En el PROCESO DE HALL, una caja de hierro, abierta y cubierta de barras de carbón se usan como cátodos. Los ánodos consisten de barras de carbón suspendidas de una barra de cobre, que puede bajarse a medida que se consume el carbón. La operación consiste esencialmente en lo siguiente: el fondo de la caja está cubierto de criolita; los ánodos se bajan, y despúes se llenan con criolita; y al pasarse la corriente, la resistencia encontrada desarrolla el calor suficiente para fundir la criolita. Después se añade óxido de aluminio puro. Éste se descompone en aluminio y en oxígeno. El oxígeno se une con el carbón del ánodo, y forma el monóxido de carbono, que arde o se escapa. El aluminio derretido cae al fondo. Esta operación es continua. La criolita no cambia y actúa únicamente como el solvente del óxido de aluminio.

Propiedades.—El aluminio es un metal blanco azulado. Es muy liviano (comparado con los otros metales) y su gravedad específica es únicamente de 2,6; este valor es igual a un tercio de aquél del hierro. Es dúctil y maleable; y se vende comúnmente en la forma de alambre y de láminas. Es un buen conductor del calor y de la electricidad. Se funde a las 660°,C. El aluminio puro es muy escasamente oxidado con el aire. El ácido clorhídrico forma el cloruro de aluminio:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$$

En las condiciones ordinarias el ácido nítrico y el sulfúrico no afectan el aluminio. El hidrato de sodio y de potasio forman los aluminatos:

$$6NaOH + 2Al = 2Na_2AlO_3 + 3H_2$$

Las propiedades del aluminio son modificadas con la presencia de las impurezas. Las impurezas más comunes son el hierro, otros metales y el silicio. Estas hacen al metal más duro y más activo químicamente; pero menos maleable, dúctil y tenaz. Si no fuera que la arcilla contiene estas impurezas sería la fuente más barata e inacabable del aluminio.

Usos.—Las diversas propiedades del aluminio lo adaptan para numerosos usos. Se usa en las partes metálicas de los equipos militares, instrumentos quirurgicos, utensilios de cocina, en aeroplanos, receptores de teléfono, aparatos cientificos, en los telescopios, anteojos de teatro y en las cámaras fotográficas, etc. Debido a su apariencia atractiva se usa como adorno, en diversos objetos. El alambre de aluminio se usa hoy día muy extensamente como un conductor de la electricidad. El aluminio forma aleaciones con muchos de los metales. La aleación con el cobre es la más importante, llamada *bronce-aluminio.* Es dura y elástica, el aire no la efecta; se corta fácilmente y tiene un color muy parecido al del oro. Se usa venta-

josamente en lugar del acero en ciertos objetos finos, como las cuerdas de reloj y en los cojinetes de bolas.

Cloruro de Aluminio $AlCl_3$.—Cuando se trata el metal o el hidrato con el ácido clorhídrico, y se deja evaporar la disolución, se forma el CLORURO HIDRATADO $AlCl_3 6H_2O$. Este hidrato al ser calentado se hidroliza completamente, el ácido clorhídrico se desprende, y queda sólo el óxido. El CLORURO ANHIDRIDO $AlCl_3$, se prepara pasando el cloro sobre el aluminio.

Hidrato de Aluminio y los Aluminatos.—Cuando se añade un álcali a una disolución de una sal de aluminio, el HIDRATO $Al(OH)_3$, se precipita en la forma gelatinosa. Pierde gradualmente el agua, cuando seco no forma los hidratos intermediarios, hasta que queda el Al_2O_3.

Comercialmente se prepara el hidrato calentando la bauxita con el carbonato de sodio, seco; y extrayendo el metaluminato de sodio con el agua:

$$Al_2O(OH)_4 + Na_2CO_3 = 2NaAlO_2 + CO_2 + 2H_2O$$

El hierro presente como impureza queda como óxido férrico, indisuelto. El hidrato se precipita después pasando dióxido de carbono a través de la disolución:

$$2NaAlO_3 + CO_2 + 3H_2O = Na_2CO_3 + 2Al(OH)_3$$

El hidrato de aluminio, siendo anfotérico, interacciona con los ácidos y con las bases, e igual que el hidrato de zinc, es yonizado tanto como una base como un ácido. Interacciona muy dificilmente con el hidrato de amonio, porque esta substancia es muy escasamente básica; de las disolución en los álcalis activos se obtienen los ALUMINATOS, Na_3AlO_3, $Na\ AlO_2$, y $K.AlO_2$. Los aluminatos se hidrolizan con el agua:

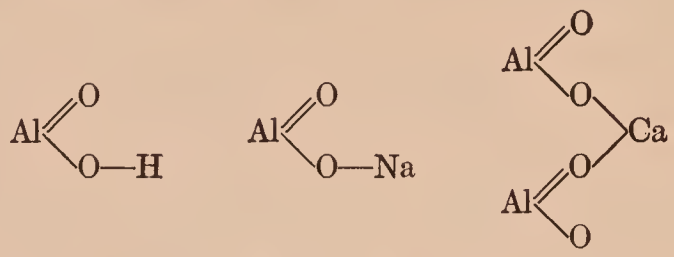
$$NaAlO_2 + 2H_2O = NaOH + Al(OH)_3$$

Cuando se añade cloruro de calcio a una disolución de

aluminato de sodio, se deposita el METALUMINATO DE SODIO, insoluble:

$$2NaAlO_2 + CaCl_2 = Ca(AlO_2)_2 + 2NaCl$$

Las relaciones de estas diversas substancias se representan con las fórmulas siguientes:



Óxido de Aluminio Al_2O_3.—El óxido (ALUMINA) se fabrica calentando el hidrato puro. Se encuentra en la Naturaleza en la forma pura de corindón. Este mineral es únicamente un grado menos duro que el diamante. El rubí es óxido de aluminio puro colorado con las trazas de un compuesto de cromo; el zafiro es el mismo material colorado con aluminatos de hierro y de titanio. Se dice, sin embargo, que este color se puede dar el corindón incoloro expuesto a la influencia de las sales de radio. Por métodos ingeniosos para fundir el óxido se fabrican hoy grandes cantidades de zafiros, y rubíes ("sintéticos").

Sulfato de Aluminio—Alumbres.—*El Sulfato de Aluminio* $Al_2(SO_4)_3$, $18H_2O$, se prepara tratando la bauxita, o bien el hidrato puro obtenido de la misma, con el ácido sulfúrico. La disolución del sulfato es ácida en reacción. La sal se usa como una fuente del hidrato de aluminio en la fabricación del papel, en la purificación del agua y en la tintorería.

Cuando se añade el sulfato de potasio (en disolución) a una disolución fuerte de sulfato de aluminio, se depositan los cristales octaédricos de alumbre de potasio. Esta es una sal doble y pertenece a una clase muy numerosa, conocida con el nombre de ALUMBRES. Los alumbres tienen

la fórmula general: $M_2^{I}SO_4$, $M_2^{III}(SO_4)_4$, 24 H_2O; y pueden ser preparados como se dijo anteriormente, usando un sulfato de un metal univalente con otro de un metal trivalente. Así por M^{I} podemos usar: K, NH_4, Rb, Cs y Tl^{I}; y por M^{III}; Al, Fe^{III}, Cr^{III}, Mn^{III} y Tl^{III} Todos los alumbres cristalizan en la forma octaédrica.

Sulfato de Potasio-Aluminio, K_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $24H_2O$, alumbre ordinario, se prepara del sulfato de aluminio; también se obtiene calentando alunita (un alumbre básico), que se encuentra en las inmediaciones de Roma y en Hungria, y extrayendo el producto con el agua. La alunita, $KAl_3(OH)_6$, $(SO_4)_2$, deja un residuo insoluble del hidrato mezclado con óxido férrico y que permanece como una impureza:

$$2K\,Al_3(OH)_6(SO_4)_2 = K_2SO_4, Al_2(SO_4)_3 + 4Al(OH)_3$$

La sal hidratada se funde a los 90°. La disolución acuosa de esta sal o del fosfato de sodio, se usan en los paños contraincendio. Los cristales depositados en los tejidos se derriten fácilmente, y el material fundido protege las fibres contra el acceso del oxígeno. El alumbre de potasio y de amonio se libran más fácilmente de las impurezas con la recristalización que el sulfato de aluminio; y se usan en medicina, en la tintorería y en lugar del crémor tártaro en la levadura. En el caso último la reacción:

$$K_2SO_4Al_2(SO_4)_3, 24H_2O + 6NaHCO_3 \\ = K_2SO_4 + 3Na_2SO_4 + 2Al(OH)_3 + 6CO_2 + 24H_2O$$

desprende el dióxido de carbono con la hidrolisis del carbonato de aluminio.

Hidrolisis del Carbonato de Aluminio.—La acción siguiente demuestra que el carbonato se hidroliza *completamente:*

$$Al_2(CO_3)_3 + 6H_2O \rightleftarrows 2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3 = 3H_2O + 3CO_2$$

Como se verá, ésto se debe *en parte* a las cualidades básicas débiles del hidrato. Si el hidrato no fuera precipitado, causaría alguna reversión en le reacción, y una *parte* del carbonato restaría. La insolubilidad de un producto explica también los otros casos de la hidrolisis completa de las sales.

Sulfuro de Aluminio Al_2S_3.—Esta sal se obtiene más fácilmente ardiendo con magnesio una mezcla de pirita y aluminio pulverisado:

$$3FeS_2 + 4Al = 2Al_2S_3 + 3Fe$$

Forma un sólido negro grisoso; y se descompone con el agua, igual que el sulfuro de magnesio, dando el hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno. Por tal razón, el sulfuro de aluminio, igual que el sulfuro de magnesio, no se puede formar con la precipitación en la presencia del agua. El sulfuro de amonio con una sal del aluminio, en disolución, da un precipitado de hidrato de aluminio:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3(NH_4)_2S + 6H_2O$$
$$= 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4 + 3H_2S$$

Purificación del Agua por el Método de Coagulación.—Cuando se forma el hidrato de aluminio da primero una suspensión coloidal que se coagula en un precipitado gelatinoso. Cuando este precipitado se produce en el agua usada en los fines domésticos, y que contenga materia fina en suspensión, el material gelatinoso recoge las partículas diminutas y se asienta inmediatamente. Este pricipitado contiene prácticamente todas las bacteria. Cuando el agua está ligeramente cruda, se añade el sulfato de aluminio crudo, alumbre:

(1) $Ca(HCO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 = 3CaSO_4 + 2Al(HCO_3)_3$

(2) $Al(HCO_3)_3 + 3H_2O = Al(OH)_3 + 3H_2CO_3$

Cuando el agua está muy dulce, se añade un poco de

cal $Ca(OH)_2$. Las pocas bacterias que queden son destruidas con la adición de polvos de blanquear, o con agua de cloro.

En algunas localidades se emplea el sulfato ferroso crudo, obtenido como un producto secundario al limpiar el hierro. La cal precipita el hidrato ferroso $Fe(OH)_2$. Este se oxida inmediatamente en hidrato férrico $Fe(OH)_3$, coloidal, que coagula la materia en suspensión del agua.

El hidrato de aluminio se usa también para ENCOLAR ciertas clases de PAPEL barato; una operación necesaria para evitar la absorción de la tinta. En el papel de escribir se usa una disolución de gelatina. En la fabricación del papel de imprenta se mezcla el jabón de resina (disolviendo resina en soda cáustica) con la pulpa del papel y se añade sulfato de aluminio. Los tejidos se vuelven impermeables con la saturación en una disolución de acetato de aluminio, y calentándolos para promover la hidrolisis. El hidrato de aluminio precipitado en los capilares del algodón o lino los hace no absorventes:

$$Al(CO_2CH_3)_3 + 3H_2O \rightleftarrows Al(OH)_3 + 3HCO_2CH_3$$

Caolin y Arcilla. Loza de Barro y Porcelana.—Con la acción del agua y del dióxido de carbono sobre el granito, u otras rocas que contengan feldespato, $K\ AlSi_3O_8$ la potasa se separa lentamente; y el compuesto se cambia casi todo en ortosilicato hidratado $H_2Al_2(SiO_4)_3$, H_2O. Puro forma el CAOLIN, un material blanco, desmenuzado. Al ser lavado y redepositado, generalmente toma algunos compuestos de hierro, carbonatos de calcio y de magnesio y arena (sílice) y se vuelve arcilla común.

La plasticidad de la arcilla, una propiedad conectada con la naturaleza coloidal del caolin, permite darle diversas formas. Al ser calentada se contrae, se vuelve dura, sólida y porosa; y no se funde. Estas dos propiedades nos permiten usar esta substancia en la fabricación de los ladrillos y en la loza de barro y de porcelana. La presencia de los compuestos de calcio y de magnesio hacen

la arcilla más fusible, porque permiten la formación de los silicatos fusibles de dichos metales. Los LADRILLOS y TEJAS se hacen de arcilla común, y deben su color rojo al óxido de hierro. El vapor de agua, a una temperatura alta, hidroliza la sal: se desprende el cloruro de hidrogeno, y el hidrato de sodio da con la arcilla un silicato de sodio aluminio fusible, y de superficie porosa.

China y Porcelana se hacen de arcilla pura, libre de hierro, a la cual se añade un poco de feldespato fusible. Después de haber sido calentados por vez primera, los artículos u objetos son porosos y deben ser cubiertos con barniz. Una pasta de feldespato y sílice triturados finamente, conteniendo algunas veces óxido de plomo, se pone sobre la superficie de los objetos y se calientan de nuevo a una temperatura más elevada. Las diveras coloraciones y decorados se dan por medio de materiales a propiados, generalmente, con los óxidos de los metales que dan silicatos de colores. Al calentar los objetos por tercera vez, estos óxidos interaccionan y se funden con el barniz. El proceso de Schwerin, para separar el óxido férrico Fe_2O_3 de la arcilla, y obtener la porcelana blanca, se usa hoy muy extensamente; y presenta a la vez una aplicación muy interestante de las propiedades de las suspensiones coloidales. Cuando la arcilla impura está suspendida en el agua, las partículas del óxido férrico están cargadas positivamente y aquellas de la arcilla, negativamente. Incertando esta substancia en conexión con el dinamo, las partículas de arcilla se dirigen hacia el polo positivo, y el óxido férrico hacia el otro polo; cuando se deja asentar el líquido del polo positivo, se obtiene la arcilla pura.

En la fabricación de los ladrillos, en algunos casos, se aprovecha de el hecho de que los coloides negativos, tales como la arcilla, se vuelven más fuertemente negativos en presencia de un poco de álcali libre. Por ejemplo, cuando se añade un poco de hidrato de sodio a la arcilla, las partículas se repelen entre si más fuertemente; la cohesión que causa la plasticidad se reduce, y la arcilla puede ser derramada en moldes. Esto evita disolver la arcilla

con agua y que tendría que ser después separada con gran gasto de calor, en la quemada.

Ultramarino.—Antiguamente el *lapislázuli* pulverizado, un mineral raro y de un color azul muy bello, era usado por los artistas como pintura. Gmelin, (1828), encontró un método para prepararlo artificialmente: se calienta una mezcla de caolin, carbonato de sodio, azufre y carbón de leña hasta obtener una masa verde. Esta masa se pulveriza después y se calienta con más azufre. El producto se usa en las lavanderías para *azular,* en la fabricación del papel azul, y con el aceite para fabricar la pintura. Se usa también para corregir el color natural amarillo del lino, almidón, azúcar y de la materia prima del papel. Variando el modo de calentar, sin alterar la composición, se puden obtener varios colores, desde el verde hasta el violeta rosado. No se puede obtener una substancia pura de color de esta masa. La variedad de los colores se debe a los diferentes grados de dispersión coloidal de algunas substancias suspendidas en el sólido; como el oro, que en masa es amarillo pálido y da diferentes suspenciones coloidales de color (rojo púrpura, o azul) según la fineza de las partículas.

Tintorería.—El problema del tintorero es dar un color deseado a un tejido hecho generalmente de algodón, lino, lana o seda, y hacer esto de tal modo, que el color no sea destruído con el uso ni con la luz; y más frecuentemente con el lavado con jabón. Para entender estos resultados debe observarse, que el algodón y el lino consisten de fibras huecas y lisas, con la composición de la celulosa ($C_6H_{10}O_5$); la lana de fibras huecas, con una superficie escamosa y la seda de filamentos sólidos; pero estos materiales son compuestos de proteinas. Ahora bien, las proteinas son mucho más activas químicamente que la celulosa, y además, como materiales coloidales, parece que tienen una tendencia más grande a absorver otras substancias. Por lo tanto, las manchas accidentales en la lana y en la seda son mucho más frecuentemente removidas que las del algodón; y cuando estos tres materiales se

mojan en la disolución de tintura, los dos primeros quedan teñidos permanentemente, mientras que en el último la mayoría de las tinturas pueden ser removidas con el agua. Tres métodos para teñir serán dados:

(1) *Tinturas Insolubles.*—Cuando se puede producir el material colorante con la *precipitación,* después de que la disolución ha llenado las capilares y las paredes de cada fibra del tejido, si la tintura es suficientemente insoluble se adhiere mecánicamente a las fibras y no desaparece al ser lavada, etc. Este método puede ser aplicado a todas las clases de tejidos. Por ejemplo, si el algodón, seda o lana se hierven primero en una disolución de acetato de plomo y después se mojan con una disolución hirviente de cromato de potasio, se coloran de amarillo brillante y permanente. El cromato de plomo es el material colorante:

$$Pb(CO_2CH_3)_2 + K_2CrO_4 \rightleftarrows 2K(CO_2CH_3) + PbCrO_4$$

La parte precipitada en la superficie del tejido puede ser removida inmediatamente lavando y restregando en agua; pero las partículas del interior de las fibras se separaran únicamente con la disolución, y son insolubles en agua. El ÍNDIGO $C_{16}H_{10}N_2O_2$, pertenece a esta clase de colorantes. Hace algún tiempo esta substancia se obtenía de varias plantas en Europa y en Egipto, donde se conocía como *giasto,* o era importada de la India; pero hoy día se prepara artificialmente. El índigo sintético se fabrica con naftalina $C_{10}H_8$, obtenida del gas de alquitrán, y otros productos secundarios en los hornos de coque. Los tejidos se saturan con una disolución alcalina de índigo blanco $C_{16}H_{12}N_2O_2$, una substancia soluble y ligeramente ácida; y el oxígeno del aire la oxida y se deposita el índigo azul insoluble en las fibras:

$$2C_{16}H_{12}N_2O_2 + O_2 = 2C_{16}H_{10}N_2O_2 + 2H_2O$$

(2) *Tinturas Mordientes.* Puesto que el algodón es quimicamente inactivo, y aunque un coloide, tiene una tendencia muy débil a absorber las tinturas y es necesario primero intruducir en las fibras del algodón otra substancia coloidal con mayor poder absorvente. Las substancias de esta clase son el ácido tánico para las tinturas básicas; y los hidratos coloidales gelatinosos, tales como los del aluminio, estaño, hierro y cromo para las tinturas no básicas. Estas substancias se llaman MORDIENTES. Por ejemplo: si se colocan en tres recipientes disoluciones muy diluídas de sulfato de aluminio, cloruro férrico $FeCl_3$ y acetato cromoso $Cr(CO_2CH_3)_2$ y después se añaden unas pocas gotas de la disolución de la tintura en cada uno de los recipientes, y si finalmente se pone un poco de una base (hidrato de sodio, para el caso) con el objeto de precipitar el hidrato del metal, este hidrato absorverá la tintura y la llevará en el precipitado. Este precipitado del mordiente y de la tintura, se llama LACA. Con la misma tintura las tres lacas tienen *diferentes colores.* Si se usa rubia, en el experimento anterior como tintura, los colores son rojo, violeta y castaño, respectivamente. Esto es debido al grado de dispersión en los tres materiales coloidales. Cuando se usa el hidrato de aluminio, saturando primero el tejido con acetato de aluminio caliente (disolución), o usando primero sulfato de aluminio y después hidrato de amonio, se precipita el hidrato de aluminio dentro de las fibras de los tejidos. Cuando se seca el material, la materia colorante es absorbida por el mordiente y forma una laca insoluble dentro de las fibras. Las tinturas básicas, como el verde de malaquita y el azul de Metileno, actúan igual que el ácido tánico, o que una sal insoluble del mismo. Se verá que en cuanto a lo relacionado con el tejido, este proceso, igual que el primero, es puramente mecánico e independiente de la naturaleza química de los tejidos.

(3) *Tinturas Directas.* La mayoría de las tinturas orgánicas actúan directamente sobre la seda o la lana, y no se necesitan mordientes en tales casos. Esta acción

parece ser química, aunque más frecuentemente es un caso de absorción por la seda o lana (ambas coloidales). Únicamente unos pocas tinturas son permanentes en el algodón. El congo rojo $Na_2C_{32}H_{22}N_6S_2O_6$, es permanente tanto en la lana como en el algodón; pero no se usa ya. La crisofenina es hoy una de las tinturas más comunes. Estas tinturas (que son sales de sodio de los ácidos complejos orgánicos) son coloides igual que el jabón y se purifican (quitar la sal) *dentro* de las fibras de las materiales, añadiendo sulfato de sodio para coagularlas y agudar a la absorción en el algodón. Una vez absorvidas de este modo, por el contrario del jabón, no se descoloran.

CAPÍTULO XXXI

HIERRO—COBALTO—Y NIQUEL

Introducción.—Estos tres elementos forman un grupo natural y sus propiedades son muy similares. El cobalto y el niquel están muy intimamente relacionados entre si y se encuentran raramente solos. El hierro se asemeja al manganeso y al cromo.

Hierro

Historia.—Muchas historias fabulosas han sido contadas describiendo la caida del hierro meteórico del cielo a la tierra, como un regalo de los dioses al hombre. Los utensilios de hierro han sido usados desde los tiempos prehistóricos. Un objeto de hierro encontrado durante ciertas operaciones de fundición en la Piramide de Gizeh (Egipto), tiene probablemente 5,000 años. El uso del acero en la China ha sido señalado o descubierto desde 2220 A.C. En los tiempos antiguos, el hierro se simbolizaba con la lanza y el escudo de Marte—dios de la guerra —probablemente en alución a su uso en la fabricación de las armas. Los métodos para extraer y trabajar el hierro, fueron posiblemente descubiertos después que los del cobre y del bronce. El hierro es frecuentemente mencionados en los libros sagrados. El proceso de fundición del hierro se supone haber hido originado en el Oriente; y los hindus acquirieron gran abilidad en la fabricación del hierro forjado o batido. Calibes—una nación antigua en las inmediaciones del Mar Negro—se supone haber sido el lugar donde se fundió el hierro por vez primera. El método más reciente de fundición se dice haber sido introducido en Alemania en 1350; y en la Gran Bretaña en 1500. El carbón de leña se usaba primero como agente

de reducción; en 1618, D. Dudley usó el carbón de piedra y en 1713, Darby usó coque. El carbón de piedra y coque substituyeron gradualmente al carbón de leña, aunque éste todavía se usa en algunos lugares de Europa y en América, donde la madera es muy barata.

Origen.—Una ligera consideración acerca de las cantidades enormes del hierro usado actualmente en diversas operaciones, servirá para mostrar su utilidad grandísima en nuestra civilización presente.

El hierro en estado libre se encuentra únicamente en los meteoritos que caen sobre la tierra de las regiones remotas del espacio; y en algunas rocas. En combinación está muy amplia y abundantemente distribuido. Se encuentra en algunos minerales, en el suelo, en las fuentes y aguas naturales, y en la clorofila (la materia verde colorante de las plantas) y en la hemoglobina (la materia roja colorante de la sangre). Las GANGAS principales del hierro son la *hematita* (Fe_2O_3), *limonita* (Fe_2O_3, $3H_2O$), magnetita (Fe_3O_4) y siderita ($FeCO_3$).

En Honduras, los metales de hierro son bastante abundantes. El metal es altamente magnético, y tan puro, que se puede forjar sin fundirse. Hay inextinguibles vetas de él pudiéndose obtener toda la cantidad que se quiera.

Formación de las Gangas de Hierro.—Cuando el agua se filtra a través del suelo que contiene mucha materia vegetal, toma las substancias capaces de reducir los compuestos férricos en compuestos ferrosos. El dióxido de carbono en el agua entra en contacto con los compuestos ferrosos, y se forma el carbonato ácido ferroso, $FeH_2(CO_3)_2$, soluble. De este modo se disuelve el hierro del suelo. Cuando el carbonato ácido ferroso se colecta en un lugar caliente y *no en contacto con el aire,* se desprende el dióxido de carbono y se deposita el carbonato ferroso, (siderita), insoluble en agua. Y finalmente, cuando el carbonato ácido ferroso *se expone al aire,* se forma el hidrato férrico:

$$4FeH_2(CO_3)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3 + 8CO_2$$

Éste al ser depositado pierde al secarse suficiente oxígeno e hidrogéno en la forma de agua, y se convierte en el óxido férrico hidratado (limonita), $2Fe_2O_3\ 3H_2O$; o en el óxido férrico (hematita), Fe_2O_3:

$$4Fe(OH)_3 = 2FE_2O_3 + 3H_2O + 3H_2O$$
$$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Metalurgia.—El hierro se extrae más fácilmente de sus óxidos. Estas substancias, cualquira que sea su carácter, son primeramente trituradas y calcinadas hasta cambiarlas en el óxido férrico (Fe_2O_3) tanto como sea posible, para hacer la materia prima más porosa. Una vez preparado de esta manera se derrite con coque (o carbón de piedra) y piedra de cal en la estufa de fundición. El carbón reduce el óxido en hierro metálico, que se colecta en el fondo de la estufa en la forma líquida debajo de las escorias formadas por la piedra de cal y las demás impurezas. El hierro obtenido de la estufa se derrama en moldes de arena o de hierro, y se deja solidificar. Este hierro se llama HIERRO COLADO.

Los cambios químicos envueltos en la metalurgia del hierro son muy numerosos y complicados. En general, el óxido de hierro es reducido en hierro metálico con el monóxido de carbono. El carbono del combustible forma al principio el dióxido de carbono con el oxígeno del aire. Pero el dióxido es muy pronto reducido con el carbono caliente en monóxido, que interacciona con la ganga:

$$3Fe_2O_3 + CO = 2Fe_3O_4 + CO_2$$
$$Fe_3O_4 + CO = 3FeO + CO_2$$
$$FeO + CO = Fe + CO_2$$

El monóxido de carbono se escapa en cantidad considerable. En este estado, el hierro se vuelve poroso, y es indudablemente impedido en la reoxidación por el monóxido

de carbono desprendido de la descomposición de la piedra de cal. Tan pronto como el hierro esponjoso se asienta, se combina con el carbón y finalmente se derrite, se filtra a través de las escorias y se acumula en el fonfo de la estufa. El hierro obtenido de este modo contiene cantidades pequeñas de carbono, azufre, fósforo, silicio y manganeso.

Composición y Propiedades del Hierro Colado.—Es la variedad más impura. Posee estructura cristalina, y es muy quebradizo. La proporción del carbono varía de 3 a 5%. El fósforo y el azufre hacen el hierro colado muy quebradizo. El hierro colado no es maleable y no puede ser templado. Se usa para hacer estufas y objetos de ornamento. El hierro dulce y el acero se obtienen del hierro colado.

Fabricación del Hierro Dulce.—El hierro dulce se prepara calentando el hierro colado en una cama de óxido férrico en la estufa de reverbero. Cuando se derrite la masa, el carbono, silicio, azufre y el fósforo contenidos en el hierro colado se oxidan. El carbono se cambia y escapa en la forma de monóxido; y las demás impurezas entran en la escoria. El hierro dulce se vuelve pastoso, porque el hierro puro tiene un punto de fusión más alto que el impuro. La masa derretida en la estufa se bate o *pudela* y el hierro pastoso se colecta en bolas largas, éstas son removidas de la estufa y se separan de la escoria con la compresión del martilo pilón; y luego se les da la forma de láminas o barras de diversos gruesos. Las cantidades de escoria restantes en la operación sirven para soldar a martillo.

Propiedades y Usos del Hierro Dulce.—Este hierro es la forma comercial más pura. Las mejores variedades contienen a lo más un 0,3% de carbono. Al ser calentado se vuelve plástico antes de ser derretido. En esta condición se puede soldar a martillo muy fácilmente y se adhiere firmemente. Al hierro dulce plástico puede dársele diversas formas sin que se quiebre. Puede ser convertido temporalmente en un magneto, y se usa en la

fabricación de los objetos de gran resistencia. No puede ser templado.

Hierro Bessemer y Acero.—Grandes cantidades de hierro colado se convierte en acero Bessemer o más correctamente en hierro Bessemer, colocando hasta unas quince toneladas de hierro colado dentro del convertidor de Bessemer (que tiene la forma de un huevo) construido de hierro dulce y cuvierto con una capa de materiales refractarios. El fondo del aparato está perforado con hollos para permitir la entrada del aire. La fundición dura de ocho a diez minutos durante los cuales el oxígeno del aire se une con el silicio, carbono y las demás impurezas del hierro colado, dejando el hierro casi puro. El calor de la combinación levanta la temperatura del metal hasta un punto llamado "hierve." Tan pronto como el hierro se principia a quemar se suspende la entrada del aire, y se añade la cantidad deseada de hierro colado, llamado *spiegeleisen,* que es muy rico en carbono y en manganeso. Este material da la cantidad necesaria de carbono; y el manganeso se une con el oxígeno presente.

Cuando el hierro colado tiene una cantidad suficiente de azufre o de fósforo para dañar materialmente la calidad del hierro de Bessemer, el convertidor se cubre con un material básico. El óxido de calcio formado al calentarse, se une con el fósforo y con el azufre, dejando el hierro en el estado libre. El uso de una substancia básica fué descubierto por Thomas y Gilchrist; y la operación lleva sus nombres. La escoria resultante, llamada también "de Gilchrist," contiene los fosfatos básicos, usados como abono.

Procesos del Crisol y de Cemetación.—El *acero de crisol* se fabrica calentando el hierro dulce, o mezclado con hierro colado puro en un crisol de grafito. Cuando el hierro puro se calienta a una temperatura de 850,° o más, se convierte en una forma alotrópica que absorbe al carbono. El carbono forma primeramente una disolución sólida con el hierro; pero después de que el carbono ha alcansado un 0.8% de la masa, se separa como carburo

de hierro Fe_3C, que forma una mezcla homogénea con el hierro. El acero se fabrica en el proceso de cementación, calentando las barras de hierro dulce con carbón de leña en compartimentos de ladrillos de fuego. La operación se continúa al calor en rojo por una semana o más y el carbono penetra lentamente en el hierro. Este proceso es muy caro y ha sido substituido por el proceso de crisol, por ser más barato.

Aceros Especiales.—Algunos de los metales menos familiares al ser añadidos en cantidades pequeñas producen un acero de gran dureza y tenacidad. Más de un 8% de manganeso en el acero, o cromo en cantidad menor, dan gran dureza al acero. El tungsteno y el molibdeno se usan en la fabricación de los instrumentos cortantes de acero, porque mantienen el filo por mucho tiempo. Los aceros de manganeso, cromo y niquel, se usan en las cajas de seguridad, hojas de los sables y en los resortes de los carruajes, etc.

Dureza y Temperación del Acero.—La dureza del acero depende no sólo de la cantidad de carbono que contenga sino también de la manera en que ha sido trabajado. En general, cuanto más carburo de hierro contiene es más duro y quebradizo. Cuando el acero duro, una mezcla homogénea de carburo de hierro y de hierro, se enfría lentamente después de haber sido calentado al rojo, el carburo de hierro principia a descomponerse *a una temperatura abajo de 670,°* en hierro y grafito, produciendo un acero más blando. Cuando el acero que contiene carburo de hierro se *enfría repentinamente* de los 670,° el carburo no tiene tiempo para descompónerse y se obtiene un acero muy duro. Ahora bien, si este acero se calienta a una temperatura más baja que aquélla necesaria para la formación del carburo de hierro, éste se descompone gradualmente en hierro y grafito. La temperatura puede ser estimada por la formación de ciertos colores que varían desde el amarillo al castaño: rojo, púrpura, violeta, azul y gris; y que aparecen al calentar el metal. Estos colores son debidos a la formación de capas finas de óxido de

hierro. Los colores se suceden unos a otros cuando se enfría el metal; y tan pronto como aparece el color deseado se suspende la operación y se coloca el artículo o material en agua o en aceite.

Color	Tempura-tura	Uso del Acero
Amarillo pálido	430–450	Cuchillas de razurar,
Amarillo	470	Cortaplumas
Castaño	490–510	Esquiladoras mecánicas, etc.
Púrpura	520	Cuchillos de mesa
Azul	530–570	Resortes de reloj, y hojas de espadas
Negro azulado	610	Sierras e instrumentos de carpintería

Los tintes amarillos dan un acero muy duro, pero quebradizo; a medida que se asciende del azul, el acero es más blando y tenaz.

Clasificación del Hierro y del Acero.—El hierro comercial se clasifica comúnmente en hierro colado, dulce y acero. El hierro colado contiene el tanto por ciento mayor de carbón; el hierro dulce el menor, y el acero generalmente un tanto por ciento intermediario. La composición química, sin embargo, no es un medio muy seguro para distinguir estas formas, porque algunos aceros contienen menos carbón que el hierro dulce. No obstante, la condición en que esté el carbón, bien libre o en combinación con el hierro, es un factor tan importante como el mismo tanto por ciento. El conocimiento obtenido con el estudio cuidadoso de una porción pulida y grabada con el agua fuerte y observada con el microscopio, se usa cada vez más como guía para determinar la naturaleza del hierro o del acero. Este y otros principios desarrollados en físico-quimica han colocado la industria del hierro sobre bases cientificas. A lo mejor, la clasificación del hierro es muy dificil; y a menos que se clasifique un producto conforme al proceso por el cual se fabrica, las muchas varie-

dades de acero y hierro obtenidas producirán gran confusión.

Hierro Puro.—El hierro puro puede ser preparado con la reducción de los compuestos puros de hierro, como el oxalato, en una corriente de hidrógeno; o el hierro electrólitico puede ser depositado de las disoluciones de ciertas sales de hierro.

El hierro puro es un metal blanco, lustroso, muy tenaz y que se funde únicamente a una temperatura elevada. Es maleable, dúctil y puede ser temporalmente magnetizado.

En el aire seco no se oxida y la oxidación en el aire húmedo es más rápida si hay dióxido de carbono. El hierro descompone muy lentamente el agua a las temperaturas ordinarias; a las temperaturas elevadas la acción es muy rápida. Con los ácidos diluídos y fríos desprende el hidrogeno y forma la sal correspondiente. Con los ácidos concentrados y calientes se forman ciertos productos de reducción. El olor desagradable observado al disolver el hierro colado en los ácidos es debido a la formación de los hidrocarburos y de los compuestos de azufre y de fósforo de las impurezas.

Compuestos Ferrosos.—*El Cloruro Ferroso* se obtiene como un hidrato azul pálido $FeCl_2 4H_2O$ (se vuelve verde en el aire) con la interacción del ácido clorhídrico con el metal o el carbonato. La sal anhidrosa se sublimiza en cristales incoloros cuando se pasa el cloruro de hidrógeno sobre el metal caliente. En disolución la sal se oxida con el aire y da el cloruro férrico básico:

$$4Fe^{++} + O_2 + 2H_2O = 4Fe^{+++} + 4OH^-$$

En presencia de un exceso del ácido se forma el cloruro férrico normal.

Hidrato Ferroso ($Fe(OH)_2$, se forma con la oxidación: primero como un precipitado blanco y luego se cambia rápidamente en verdoso, y finalmente en castaño. Se disuelve en las disoluciones de las sales de amonio, e igual

que el hidrato de magnesio, es muy soluble en agua y necesita una concentracion suficiente de OH^- para precipitarse. El NH_4^+ de las sales se combina con el OH^- formado por el hidrato ferroso para dar el hidrato de amonio melecular. El ÓXIDO FERROSO, FeC, es negro y se forma calentando el oxalato ferroso, en la ausencia del aire. Arde espontáneamente al ser expuesto al aire.

El *Carbonato Ferroso* $FeCO_3$, se encuentra en la Naturaleza, como siderita; y puede ser preparado en la forma ligeramente hidrolizada con la precipitación. El precipitado es blanco, pero se vuelve muy pronto negro y finalmente castaño; el hidrato ferroso formado con la hidrolisis se oxida en la condición férrica. La sal interacciona con el agua conteníendo ácido carbónico y da el $FeH_2(CO_3)_2$.

El *Sulfuro Ferroso,* FeS, se puede formar como una masa negra de apariencia metálica, calentando los elementos respectivos. Además, se forma con la precipitación con el sulfuro de amonio; pero no con el sulfuro de hidrógeno. Interactúa fácilmente con los ácidos diluídos. El precipitado formado se oxida lentamente con el aire en sulfato ferroso.

El *Sulfato Ferroso* se obtiene oxidando las piritas en el aire, y colando el residuo:

$$2FeS_2 + 7O_2 + 2H_2O = 2FeSO_4 + 3H_2SO_4$$

La disolución se trata con hierro viejo y se evapora la disolución neutra hasta obtener el hidrato $FeSO_4\ 7H_2O$, vitriolo verde, o "carparrosa." Los cristales son eflorescentes y se vuelven también castaños con la oxidación en sulfato férrico básico:

$$4FeSO_4 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)SO_4$$

Con un exceso de ácido sulfúrico y aire, o un agente de oxidación, por ejemplo, el ácido nítrico, se forma el sulfato férrico. El sulfato ferroso se usa en la tintorería, y para fabricar la TINTA DE ESCRIBIR. El extracto de agalla

contiene ácido $HC_{14}H_9O_9$, que da con el sulfato ferroso el tanato ferroso, una sal soluble y casi incolora. La disolución de esta sal conteniendo goma árabiga y un poco de tintura azul o negra, constituye la tinta. Cuando lo escrito se expone al aire, el tanato ferroso se oxida en la condición férrica; y el compuesto férrico forma un precipitado negro muy fino. La substancia colorante se añade para hacer visible lo escrito desde el principio. El sulfato ferroso se usa también en la purificación del agua.

Compuestos Férricos.—Pasando el cloro sobre una disolución de cloruro ferroso, y evaporando hasta que queda la cantidad necesaria de agua, se obtiene el HEXAHIDRATO de CLORURO FÉRRICO $FeCl_3$ $6H_2O$, amarillo y delicuescente. Al ser calentado por más tiempo tiene lugar la hidrolisis y se obtiene el óxido. Cuando se pasa cloro sobre el hierro caliente se sublimiza el cloruro férrico ANHIDRIDO, en laminillas verde obscuras, y rojas con la luz transmitida. La sal en disolución, igual que las otras sales férricas, puede ser reducida a la condición ferrosa hirviéndola con hierro. Esta misma reducción se obtiene con el sulfuro de hidrógeno:

$$2Fe^{+++} + Fe = 3Fe^{++}$$

$$2Fe^{+++} + S = 2Fe^{++} + S$$

El yon de hierro es casi incoloro, y el color castaño amarillo de las disoluciones de cloruro férrico se debe a la presencia del hidrato férrico, formado con la hidrolisis. El color se intensifica cuando la disolución se calienta (aumento de hidrolisis); y se desvanece muy lentamente con la reversión de la acción cuando la disolución fría se deja estar.

El *Hidrato Férrico* $Fe(OH)_3$ se forma como un precipitado castaño cuando se añade una base a la sal férrica. El hidrato pasa fácilmente en disolución coloidal en una disolución de cloruro férrico, y con la dialización posterior a través del perganimo se separa la sal, y se obtiene una suspención coloidal del hidrato. Esta suspención, conocida con el nombre de HIERRO DIALIZADO, es roja y no

muestra depresión alguna en el punto de hielo, ni tampoco es un electrólito. El hidrato es un coloide positivo, y se coagula (precipitado castaño) con la adición de las sales; los yones negativos bivalentes son más efectivos que los univalentes.

El *Óxido Férrico* Fe_2O_3, se vende con los nombre de "colorete" o "rojo de Venecia"; y se obtiene del sulfato ferroso. El mejor colorete se obtiene calcinando el oxalato ferroso FeC_2O_4.

El *Óxido de Hierro Magnético* Fe_3O_4, se encuentra en la Naturaleza; y se forma con la acción del aire, vapor de agua, o del dióxido de carbono sobre el hierro.

El *Sulfuro Férrico* Fe_2S_3, se hace fundiendo los elementos libres; y se obtiene también como un precipitado añadiendo el sulfuro de amonio a la disolución de cloruro férrico.

El *Sulfuro Férrico* $Fe_2(SO_4)_3$ se forma con la oxidación del sulfato ferroso; y se obtiene como una masa blanca con la evaporación. Da los alumbres, tales como el alumbre de amonio-férrico $(NH_4)_2SO_4Fe(SO_4)_3$, $24H_2O$, que en el estado puro son casi incoloros, pero generalmente tienen un tinte violeta rosado pálido.

Piritas.—La pirita mineral FeS_2, es el sulfuro de hierro más estable en el aire. Se encuentra en la Naturaleza en la forma de cubos amarillo dorado, relucientes. No es atacada por los ácidos diluídos; pero el ácido clorhídrico concentrado la convierte lentamente en cloruro ferroso y azufre.

Cianuros.—Cuando se añade el cianuro de potasio a las disoluciones de las sales férricas, se obtiene un precipitado amarillento; sin obtener los cianuros la forma pura. Estos precipitados enteraccionan con un exceso del cianuro, formando los cianuros complejos y solubles, de la forma $4KCN\ Fe(CN)_2$ y $3KCN,\ Fe(CN)_3$. Estos son llamados ferro- y ferricianuros de potasio, respectivamente.

El *Ferrocianuro de Potasio* $K_4Fe(CN)_6$, $3H_2O$, "prusiato de potasa amarillo" se obtiene calentando los desperdicios de la materia animal nitrogenosa, (como la sangre) con

el hierro y el carbonato de potasio. La masa resultante contiene cianuro de potasio y sulfuro ferroso; y al ser tratadas con agua caliente dichas substancias interacionan y se forma el ferrocianuro de potasio:

$$3KCN + FeS = Fe(CN)_2 + K_2S$$

$$4KCN + Fe(CN)_2 = K_4Fe(CN)_6$$

La sal se prepara también del cianógeno contenido en el gas crudo del alumbrado. El trihidrato forma tabletas monosimétricas, largas y amarillas. La disolución contiene casi exclusivamente los yones K^+ y $Fe(CN)_6^{--}$ y no da ninguna de las reacciones del yon ferroso Fe^{++}. El ácido correspondiente $H_4Fe(CN)_6$ se puede obtener en láminas blancas cristalinas, añadiendo un ácido y un éter (en el cual la substancia es menos soluble que en el agua) a la sal. Otros ferrocianuros pueden ser preparados con la precipitación. El ferocianuro de cobre $Cu_2Fe(CN)_6$ es castaño; y el ferrocianuro férrico $Fe_4(Fe(CN)_6)_3$ tiene un color azul muy brillante (AZUL DE PRUSIA). Los ferrocianuros solubles *no* son venenosos.

El *Ferricianuro de Potasio* $K_3FE(CN)_6$ se obtiene fácilmente con la oxidación del ferrocianuro:

$$2K_4Fe(CN)_6 + Cl_2 = 2KCl + 2K_3Fe(CN)_6$$

$$2Fe(CN)_6^{--} + Cl_2 = 2Fe(CN)_6^{---} + 2Cl^-$$

Forma prismas monosimétricos rojos. El ácido libre $H_3Fe(CN)_6$ es inestable. Se pueden preparar otras sales con la precipitación. El ferrocianuro ferroso $Fe_3(Fe(CN)_6)_2$ tiene un color azul intenso (AZUL DE TURNBULL). Con las sales férricas se obtiene sólo una disolución castaño. El azul de Prusia y el azul de Turnbull se usan en las aplanchadurías para dar el tinte azulado a la ropa.

Cobalto

Historia.—La palabra "Kobalto" del Alemán "Kobald," se encuentra en los escritos de B. Valentino y de Paracelso denotando un duende o espiritu del mal, quo se suponía habitaba en las minas. La misma palabra fué gradualmente dada a los minerales usados para colorar azul el vidrio, actualmente usados en la fabricación del esmalte. En 1735, Brandt afirmó que el principio colorante azul era debido a la presencia de un metal que él llamó "cobalt rex" de donde se origina el término "cobalto."

Origen.—El cobalto se encuentra en combinación con el niquel en esmaltita $CoAs_2$, y cobaltita Co AsS. El metal puro se obtiene con la reducción del oxalato o de un óxido, con el hidrógeno.

El metal es blanco plateado, marcadamente cristalino, menos tenaz que el hierro, y no tiene aplicaciones comerciales.

Compuestos Cobaltosos.—*El Cloruro* $COCL_2$ $6H_2O$, se obtiene tratando el óxido con el ácido clorhídrico. Forma prismas rojos, y al ser parcial o completamente deshidratado se vuelve azul intenso. Cuando se escribe con una disolución diluída de esta substancia, lo escrito es casi invisible, pero se vuelve azul al ser calentado, y al ser humedeeido ligeramente con la respiración se torna de nuevo invisible. (Tinta simpática.) La mayoría de los compuestos cobaltosos son rojos cuando están hidratados o en disolución (Co^{++}); y azules al ser deshidratados. Con la adición del hidrato de sodio a una sal cobaltosa se obtiene una sal precipitada, básica azul. Cuando esta mezcla se hierve, se forma el HIDRATO COBALTOSO $Co(OH)_2$, rosado, que se vuelve castaño en la oxidación con el aire.

Interacciona con el hidrato de amonio y da un hidrato de amonio-cobaltoso soluble, que se oxida rápidamente con el aire en un compuesto de amonio-cobáltico. Al ser deshidratado da el ÓXIDO COBALTOSO CoO negro. El SULFATO COBALTOSO $CoSO_4$ $7H_2O$, y el NITRATO COBALTOSO $Co(NO_3)_2$

$6H_2O$, son sales muy comunes. El SULFURO COBALTOSO negro CoS, se precipita con el sulfuro de amonio de las disoluciones de todas las sales de cobalto; y aun con el sulfuro de hidrógeno del acetato, o de una disolución que contenga mucho acetato de sodio.

Compuestos Cobálticos.—Con la adición de un hipoclorito a la disolución de una sal cobaltosa de obtiene un precipitado de HIDRATO COBÁLTICO $Co(OH)_3$, un polvo negro. Calentando cuidadosamente el nitrato se obtiene ÓXIDO COBÁLTICO Co_2O_3. Calentando más fuertemente se obtiene el óxido comercial, o sea un ÓXIDO COBALTO-COBÁLTICO Co_3O_4. El óxido cobáltico se disuelve en el ácido clorhídrico frío, esta disolución da el cloro al ser calentada. Colocando la disolución de sulfato cobaltoso alrededor del ánodo de una pila electrólitica han sido preparados los cristales de SULFATO COBÁLTICO $Co_2(SO_4)_3$. También se han preparado los alumbres cobálticos.

NIQUEL

Historia.—El niquel parece haber sido conocido desde muy temprano por los chinos. En Europa a finales del siglo XVII el término alemán *kupfer-nikel* (cobre falso) era aplicado a una ganga, que, a pesar de tener la apariencia general de las del cobre, sin embargo, no daba el último al ser tratada por el método general para extraer el cobre. Apesar de lo dicho antes, este mineral fué considerado como una ganga de cobre. A.F. Cronstedt, en 1751-1754, afirmó que el kupfernikel contenia un metal que daba un tinte castaño y no azul al vidrio. La opinión de Cronstedt no fué adoptada síno hasta cuando T. Bergman demostró claramente que el "niquel" de Cronstedt era un nuevo elemento en condición impura.

Origen.—El niquel es casi siempre un constituyente del hierro meteórico. La mayor parte del niquel usado en el Mundo viene de la provincia de Ontario en el Canada, y de la Nueva Caledonia. Los compuestos de niquel en

las gangas, forman únicamente una pequeña parte del conjunto. La ganga del Canada contiene principalmente un sulfuro de hierro y cerca de un 2% de niquel y de cobre. Existe en la Naturaleza asociado con el azufre y con el arsénico (nicolita NiAs) y en niquel lustroso NiAsS. En Honduras, existe una mina de niquel.

Extracción y Propiedades.—El niquel se extrae hoy principalmente de la pentlandita (Ni,Cu,Fe)S, y de otros minerales que se encuentran en Sudbury (Ontario); y de la garnierita, un silicato de niquel y magnesio, que se encuentra en Nueva Caledonia. En el primer caso la ganga se calcina, se funde y finalmente se besemeriza. La aleación resultante de cobre y niquel se usa mucho en las láminas del "Metal de Monde." El niquel puro se separa del cobre con la electrolisis.

El metal es blanco agrisado, muy duro y tenaz, lo cual no le impide ser dúctil y maleable. Se usa en la fabricación de las aleaciones, tales como la plata alemana (cobre, zinc, niquel, 2:1:1.) Aun cuando en estas aleaciones el color rojo del cobre se pierde completamente, sin embargo, el cobre está simplemente disuelto y no en combinación. El zinc y el cobre dan el compuesto Cu_2Zn_3. El niquelamiento del hierro se obtiene exactamente igual que la platinación. El baño contiene una disolución amoniacal de sulfato amonio-niquel $(NH_4)_2SO_4$, $NiSO_4$, $6H_2O$; y una lámina de niquel forma el ánodo.

El metal se oxida muy lentamente en el aire húmedo. Desplaza el hidrógeno con dificultad de los ácidos diluídos; pero interacciona con el ácido nitrico.

Compuestos de Niquel.—*El Cloruro* $NiCl_2$, $6H_2O$, se prepara tratando uno de los óxidos con el ácido clorhídrico; y tiene un color verde (el anhidrido es castaño). El SULFATO, $NiSO_4$ $6H_2O$, que cristaliza en la forma prismática a los 30°- 40,° tiene un color verde, y es la sal más común. El HIDRATO NIQUELOSO $Ni(OH)_2$ se obtiene como un precipitado verdoso; y al ser calentado da el ÓXIDO NIQUELOSO NiO, verde manzana. Éste se disuelve en el hidrato de amonio y da un precipitado complejo de niquel-

amonio negro. Es soluble también en las sales de amonio. Calentando cuidadosamente el nitrato se obtiene el ÓXIDO NIQUÉLICO Ni_2O_3, un polvo negro. Los óxidos y las sales al ser calentados fuertemente en el oxígeno dan el óxido Ni_3O_4. Los dos últimos óxidos desprenden el cloro al ser tratados con el ácido clorhídrico, y dan el cloruro niqueloso. El HIDRATO NIQUÉLICO $Ni(OH)_3$ es un precipitado negro; formado cuando se añade un hipoclorito a una sal de niquel. El SULFURO NIQUELOSO se precipita con el sulfuro de amonio; y actúa igual que el sulfuro cobaltoso. Forma una disolución coloidal castaño cuando se usa un exceso del precipitante; y se deposita entonces muy lentemente.

La adición de DIMETILGLIOXIMA a una disolución amoniacal de una sal de niquel da un precipitado escarlata brilante de una SAL ÁCIDA:

$$Ni(OH)_2 + 2HON)_3C_2(CH_3)_2 = 2H_2O + NiH_2(C_2N_2O_2(CH_3)_2),$$

Esta reacción no tiene lugar con las sales de cobalto, especialmente si se ha permitido la oxidación de la condición cobáltica con el contacto del aire.

Con el cianuro de potasio y una sal de niquel se obtiene un precipitado verde de CIANURO NIQUELOSÓ $Ni(CN)_2$. Este se disuelve en un exceso del reactivo y se obtiene de la disolución una sal compleja: $K_2Ni(CN)_4$, H_2O ($= 2KCN.Ni(CN)_2$). Esta sal tiene una composición diferente que la de los compuestos correspondientes del cobalto y del hierro; y es menos estable. Por ejemplo: con los polvos de blanquear da $Ni(OH)_3$, un precipitado negro. Cuando se hierve la disolución en el aire, no ocurre la oxidación en un niquelicianuro, como se esperaría. Estas sales no son conocidas a la fecha. Este hecho permite al químico separar el cobalto y el niquel, porque cuando se hierven los cianuros mezclados, y se tratan después con los polvos de blanquear no se afecta al cobalticianuro. Con el nitrito de potasio y el ácido acético no se forman los compuestos insolubles de las sales de niquel

correspondientes a aquéllos dados por las sales de cobalto. El único compuesto que puede ser formado $4KNO_2$, $Ni(NO_2)_2$, es soluble. Esta acción se usa también en la separación de dichas substancias. El color rosado de las sales de cobalto, y el verde de las sales de niquel son colores complementarios; así, pues, usando proporciones apropiados de los dos se puede obtener una mezcla incolora.

Cuando el niquel finamente pulverizado, hecho con la reducción del óxido o del oxalato con el hidrógeno a una temperatura moderada, se expone a una corriente fría de monóxido de carbono se forma el NIQUEL CARBONILO $Ni(CO)_4$. Éste es un vapor, y puede ser condensado en un líquido incoloro (P,e 43,° y P,f–25,°). El vapor es venenoso. Al ser calentado a los 150–180,° se disocia y se deposita el niquel. El cobalto no forma un compuesto correspondiente. Comercialmente el niquel puro se separa del cobre (y del cobalto) en el PROCESO DE MONDE: pasando monóxido de carbono sobre la aleación pulverizada; y calentando posteriormente el gas.

Usos.—El niquel es de considerable aplicación práctica debido a su color blanco plateado; y por el hecho de que no se enengrece fácilmente en el aire. Se usa principalmente para cubrir los demás metales. El niquel es un constituyente de varias aleaciones importantes. El ACERO DE NIQUEL, que contiene cerca de 5% de niquel, es duro y muy tenaz; y se usa en el blindaje de los barcos de guerra.

CAPÍTULO XXXII

GERMANIO—ESTAÑO—PLOMO

Los elemento metálicos en el lado derecho de la columna quinta de la tabla periódico son el GERMANIO (Ge, p,a 72,5), ESTAÑO (Sn, p,a. 119) y el PLOMO (Pb, p,a. 207,2) ; TITANIO (Ti, p,a. 48,1), ZIRCONIO (Zr, p,a. 90,6), CERIO (Ce, p,a. 140,25) y TORIO (Th, p,a. 232,4) en el lado izquierdo.

Relaciones Químicas.—Todos estos elementos muestran una valencia máxima de cuatro. El germanio, estaño y el plomo son también bivalentes. En este respecto se asemejan al carbono, y difieren del silicio que está más íntimamente relacionado con los elementos en el lado izquierdo de la columna. Los óxidos e hidratos en los cuales estos tres elementos son bivalentes se vuelven más básicos; y los elementos por si más metálicos en las relaciones químicas con el aumento en el peso atómico. Es demasiado curioso el hecho de que los mismos tres hidratos son también más fuertemente ácidos que el hidrato de zinc; y las sales que forman con la interacción con las bases son menos hidrolizadas que los zincatos. Este carácter ácido aumenta de igual manera en el orden en que los elementos han sido nombrados anteriormente.

GERMANIO

El Germanio fué descubierto por Winkler en 1888. Este elemento forma dos óxidos GeO y GeO_2 que corresponden a aquéllos del carbono y del estaño. El ÓXIDO GERMANOSO no es definitivamente ácido ni basico; y el sulfuro es únicamente el otro compuesto bien definido de este grupo. El ÓXIDO GERMÁNICO y el hidrato son enteramente acidos. La

semejanza con el carbono se muestra en la formación de un compuesto inestable con el hidrógeno: CLOROFORMO-GERMANIO, $GeHCl_3$; y de un CLORURO volátil $GeCl_4$.

Estaño

Historia.—El descubrimiento del estaño en las tumbas egipcias prueba que el metal era muy común en los tiempos antiguos. No se sabe a punto cierto si la palabra hebrea "bedil" en el Pentateuco, que ha sido traducida por la palabra griega "cassiteros," y por la latina "stannum," realmente significa estaño. La palabra "stannum" parece haber sido usada por los romanos para disignar ciertas aleaciones conteniendo plomo. No es muy cierto tampoco si los fenicios obtenían el estaño de la India, Britania, o Iberia. La semejanza entre las palabras sánscritas "castira" y "casiteros" ha sido empleada como un argumento en favor del origen indio del estaño de los fenicios. Plinio, afirma que el "casitero era obtenido de Casiterides (Islas Británicas) en el Océano Atlántico."

Esto indudablemente se refiere al estaño obtenido entonces de las minas de Cornwall, porque "ciertas islas al norte de España" eran entonces denominadas como la *Insula Casiterides* (Islas del Estaño). Los romanos parece que distinguieron el plomo del estaño, llamando al primero *plumbun nigrum;* y al segundo, *plumbum candidum.* La palabra "stannum" fué últimamente restringida al estaño propiamente dicho. Los alquimistas llamaron al estaño "Jupiter" y lo representaban por el símbolo usado para designar al planeta respectivo.

Origen y Extracción.—El óxido principal de estaño, casiterita SnO_2, forma cristales prismáticos cuadrados, cuyo color negro se debe a la presencia de los compuestos de hierro. El metal se produce principalmente en Banca y en otras partes de las Indias Orientales, en Bolivia, y en Cornwall. En Honduras en el departamento de Comayagua, hay una mina de estaño.

El óxido se pulveriza, y se lava para remover el granito y la pizarra con que está mezclado; y después se calcina para oxidar los sulfuros de hierro y de cobre y desprender el arsénico que contenga. Después de ser lavado repetidas veces para eliminar el sulfato de cobre y el óxido de hierro, se reduce con el carbón de piedra en la estufa de reverbero. El estaño se derrite posteriormente a fuego lento; y el metal puro se separa de los compuestos de hierro y de arsénico.

Propiedades Físicas y Quimicas.—El estaño es un metal cristalino blanco plateado, de poca tenacidad, pero muy maleable. Gravedad específica 7,3; punto de fusión cerca de 232,°.

El estaño es dimorfo.—En 1851, se observó que los cañones de un órgano se habían combiado casi por completo en un polvo gris. En 1868, un cargamento de bloques de estaño almacenados en la aduana de Petrograd, se cambiaron de la misma manera. Los objetos de estaño de los museos muestran frecuentemente manchas que indican la formación de la misma substancia. Según los últimos experimentos, el estaño metálico blanco se estable únicamente arriba de los 18°; y abajo de esta temperatura es inestable y puede cambiarse en el estaño gris. Este punto de transición es similar al del azufre a los 96,°. Sumergiendo el estaño en una disolución de cloruro de amonio-estánnico el cambio es más rápido. Cuando se usan las dos clases de estaño en los polos de una pila, y se sumergen en una disolución de la misma sal, no se observa ninguna diferencia en la potencialidad a los 18,°; pero abajo de dicho punto el estaño blanco, siendo inestable, es más activo y se vuelve negativo (dando yones positivos); mientras que arriba de los 18,° el estaño gris se vuelve negativo.

La hoja de lata se hace bañando cuidadosamente las láminas limpias de acero en estaño derretido. Los recipientes de cobre se cubren también interiormente con estaño para evitar la formación del carbonato básico. Para este fín se limpian con cloruro de amonio, se mojan con resina

(para reducir el óxido) y se calientan a los 230°. Después se subre la superficie de estaño derretido con un pedazo de estopa. Las aleaciones de estaño, tales como el bronce, soldadura (50% de plomo), peltre (25% de plomo) y metal británico (10% de antimonio y algo de cobre) son muy usadas en las artes.

Actualmente se recobra mucho estaño tratando los objetos viejos del mismo metal con el cloro seco. El gas seco convierte el estaño en cloruro estánnico $SnCl_4$, que se usa para hacer mordientes; pero ataca difícilmente al hierro.

El estaño aun cuando desplaza el hidrógeno de los ácidos diluídos, no se ennegrece con el aire húmedo. Con el ácido clorhídrico caliente da cloruro estannoso $SnCl_2$, e hidrógeno. El ácido sulfúrico concentrado caliente forma sulfato estannoso $SnSO_4$, y dióxido de azufre. El ácido nítrico frío y diluído interacciona con el estaño y da nitrato estannoso $Sn\ (NO_3)_3$; y una porción del ácido nítrico se reduce en amoníaco. Con el ácido nítrico concentrado se forma el nitrato estánnico; pero la mayor parte de esta sal se hidroliza con el agua a la temperatura elevada de la acción, y queda el ácido metastánnico $(H_2SNO_3)_5$. El resultado final se demuestra con la ecuación siguiente (simplificada):

$$Sn + 4HNO_3 = H_2SnO_3 + 4NO_2 + H_2O$$

El estaño desplaza también el hidrógeno de los álcalis cáusticos dando un meta-estannato, tal como el meta-estannato de sodio $Na_2Sn\ O_3$.

Cloruros de Estaño.—*Cloruro Estannoso* $Sn\ Cl_2\ 2H_2O$, se prepara con la interacción del estaño con el ácido clorhídrico. Cuando se calientan los cristales, o cuando se disuelve una disolución fuerte la sal se hidroliza parcialmente. En el último caso se deposita el cloruro básico $Sn(OH)\ Cl$. Con la presencia de un exceso de ácido clorhídrico se evita la hidrolisis. La disolución se usa como mordiente.

El cloruro estannoso tiende a pasar en cloruro estánnico $SnCl_4$; y es por lo tanto, un agente de reducción muy activo. Por ejemplo: reduce los cloruros de mercurio, y de los metales nobles, desprendiendo el metal respectivo. Esta acción es de la forma: $Hg^{++} + Sn^{++} = Hg + Sn^{++++}$. Reduce también el oxígeno libre; o lo que es lo mismo, se oxida con el aire. En este caso se forma el cloruro estánnico en la disolución ácida, y el líquido es claro; en la disolución neutra se forma un precipitado del cloruro básico:

$$6SnCl_2 + 2H_2O + O_2 = 4Sn(OH)Cl + 2SnCl_4$$

Cuando se coloca estaño pulverizado en la disolución ácida, destruye los efectos de esta acción, reduciendo la sal estánnica a la condición estannosa.

Cuando el cloro actún sobre el estaño, o sobre el cloruro estannoso (sólido o disuelto) se forma el CLORURO ESTÁNNICO $SnCl_4$. Este compuesto es un líquido incoloro (p,e, 114), que fumiga fuertemente en el aire húmedo, dando el ácido clorhídrico y el estánnico. Es casi completamente hidrolizado con el agua. El ácido estánnico formado no se precipita sino que permanece en suspención coloidal:

$$SnCl_4 + 4H_2O = 4HCl + Sn(OH)_4$$

El cloruro con una cantidad pequeña de agua da los hidratos, de los cuales el $SnCl_4$ $5H_2O$, "oximuriato de estaño," se usa como mordiente. Se forman también las sales dobles (o complejas), tales como el cloruro de amonio-estánnico $(NH_4)_2$ $SnCl_4$, que se usa como un mordiente en el algodón.

El Bromuro Estánnico $SnBr_4$ (p,e, 201) se asemeja al cloruro estánnico. ACIDO ESTANICO-A Y SUS SALES. Cuando se trata una disolución de cloruro estánnico con hidrato de amonio se forma un precipitado de ácido estánnico-a, blanco, gelatinoso:

$$SnCl_4 + 4NH_4OH = 4NH_4Cl + I_2SnO_3 + H_2O$$

El precipitado pierde gradualmente el agua hasta quedar el dióxido; y no se obtiene el $Sn(OH)_4$ ni el $Sn(OH)_2$, como compuesto definidos. Cuando se funde el óxido estánnico con la soda cáustica se forma el META-ESTANNATO DE SODIO, $Na_2\ SnO_3\ 3H_2O$:

$$SnO_2 + 2NaOH = Na_2SnO_3 + H_2O$$

Este compuesto se usa como mordiente. Cuando se acidula la disolución se forma el ácido estánnico-a con la doble descomposición. Este ácido estánnico-a interacciona fácilmente con los ácidos y con los álcalis; y el cloruro obtenido es idéntico al cloruro estánnico, descrito anteriormente.

Acido Estánnico-B o Acido Meta-estánnico.—El producto de la acción del ácido nítrico con el estaño da un óxido estánnico hidratado, muy parecido a la substancia de que tratamos sin ser idéntica a ella. No es fácilmente actuada con los álcalis. Sin embargo, hirviéndola con soda cáustica, y extrayendo después con agua pura se obtiene el ESTANNATO-B DE SODIO $Na_2Sn_5O_{11}$, soluble.

El ácido estánnico-b es muy lentamente atacado por los ácidos; y el cloruro obtenido no es idéntico al cloruro ordinario. Por estas razones se supone que es un hidrato polímero de óxido estánnico $(SnO_2)_5$ x H_2O. Al ser *fundido* con soda cáustica, da el mismo estannato-a, igual que el del óxido.

Oxidos de Estaño. Cuando se calienta el oxalato estannoso en la ausencia del aire queda el ÓXIDO ESTANNOSO SnO: $Sn_2CO_4 = SnO + CO_2 + CO$. Es un plovo negro que arde en el aire, dando el dióxido. El HIDRATO $Sn_2O\ (OH)_2$ corespondiente se forma añadiendo carbonato de sodio a la disolución de cloruro estannoso. Este es un polvo blanco, fácilmente deshidratado, que interacciona con los álcalis, y da los estannitos solubles, como Na_2SnO_2. El hidrato da con los ácidos las sales estannosas.

Él Oxido Estánnico SnO_2, se encuentra en la Naturaleza; y puede ser preparado en la forma pura calentando el

ácido estánnico-b. Al ser calentado se vuelve amarillo; pero recobra su color blanco con el enfriamiento. Preparado a una temperatura baja interacciona fácilmente con los ácidos; pero después de haber sido calentado fuertemente lo afectan muy lentamente.

El Sulfuro de Estaño, Sulfuro Estannoso SnS, se obtiene como un precipitado castaño obscuro cuando se pasa el sulfuro de hidrógeno sobre la disolución de una sal estannosa.

El Sulfuro Estánnico SnS_2, se forma también con la precipitación; y tiene un color amarillo. El sulfuro estánnico pierde azufre al ser calentado fuertemente, y queda el sulfuro estannoso. No es muy afectado con los ácidos diluídos; pero interacciona con las disoluciones de sulfuro de amonio, y de sodio, dando un SULFURO COMPLEJO, llamado, SULFO-ESTANNATO DE AMONIO:

$$SnS_2 + (NH_4)_2S = (NH_4)_2SnS_3$$

El Sulfo-estannato de Sodio correspondiente se cristaliza fácilmente en la forma $Na_2SnS_32H_2O$. El sulfuro estannoso no es fácilmente afectado con los sulfuros solubles; pero los poli-sulfuros, tales como, el sulfuro de amonio amarillo, dan el sulfo-estannato antes mencionado:

$$SnS + (NH_4)_2S = (NH_4)_2SnS_3$$

Con los ácidos los sulfo-estannatos experimentan doble descomposición; pero al ácido libre H_2SnS_3 producido es inestable y se divide dando sulfuro de hidrógeno; y descomponiendo al sulfuro estánnico.

Reacciones Analiticas de las Sales de Estaño.—Las dos formas yonicas del estaño, Sn^{++} y Sn^{++++} son incoloras. Actúan diferentemente. Dan con el sulfuro de hidrógeno un sulfuro castaño y otro amarillo, respectivamente. Estos sulfuros interaccionan con el sulfuro de amonio amarillo. El poder de reducción del yon-estannoso

Sn^{++} es muy característico. Los óxidos se reducen con el carbón de leña en la parte de reducción de la llama del quemador de Bunsen; y queda el metal.

Plomo

Historia.—El plomo era conocido de los egipcios antiguos. Es mencionado varias veces en el Viejo Testamento. Los romanos antiguos usaron el plomo en la cañería; y algunos de sus compuestos se usaban como cosméticos y pinturas. Los alquimistas conectaron el plomo con el planeta Saturno; y lo representan por una guadaña, símbolo de Saturno.

Origen.—El plomo metálico se encuentra frecuentemente en pequeñas cantidades en la Naturaleza. En combinación con el azufre, *galena* PtS, es la substancia más abundante del plomo. El plomo comercial se obtiene principalmente de la galena. Las gangas de plomo vienen de Inglaterra, Estados Unidos de Norte América, Méjico, España, y de Sur América. En Honduras, existen grandes yacimientos en las altiplanicies centrales. Se exportan al año cerca de 4,000 kgms, en barras.

Relaciones Químicas.—El plomo es bivalente y cuadrivalente. Los óxidos PbO y PbO_2 y los óxidos hidratados correspondientes son todos ácidos y básicos. El monóxido de plomo es una base algo activa comparada con el óxido cúprico; pero el dióxido es muy débil. Ambos son débilmente ácidos. Las sales de plomo bivalente, $Pb(NO_3)_2$, llamadas comúnmente sales plúmbicas, son un tanto hidrolizadas con el agua; pero menos que las del estaño. El tetracloruro y otras sales de plomo cuadrivalente son completamente hidrolizadas. Los plumbitos Na_2PbO_2, y plumbatos Na_2PbO_3, igual que los estannitos y estannatos, son considerablemente hidrolizados. Todos los compuestos en los cuales el plomo es cuadrivalente dan fácilmente la mitad del radical negativo; y son reducidos a la condición "plúmbica." El metal desplaza con dificultad el hidrógeno; y es muy fácilmente desplazado con el zinc. Los

compuestos de plomo son todos venenosos, y los efectos de la dosis diminuta repetida son cumulativos. Por esta razón la fabricación del plomo blanco es prohibida por la ley en Francia, y está sugeta a regulaciones muy extrictas en otros países.

Metalurgia.—El sulfuro de plomo se calcina primero hasta que se ha convertido una cantidad suficiente en el óxido y el sulfato:

$$PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$$

$$PbS + PsSO_4 = 2Pb + 2SO_2$$

Otro método consiste en calentar galenita con hierro viejo y carbón de piedra:

$$PbS + Fe = Pb + FeS$$

El sulfuro ferroso derretido se levanta hacia la superficie como mate. El plomo se refina electroliticamente por el proceso de Betts. Láminas pesadas de plomo crudo forman los ánodos; y láminas delgadas de plomo puro los cátodos; y una disolución de fluosilicato de plomo $PbSiF_4$, el líquido de pila. La operación es similar a la usada para refinar el cobre. La plata, el oro y el bismuto quedan en el otro producto resultante de la acción.

Propiedades Físicas y Químicas.—El plomo metálico es gris, muy blando y de poca tensión. Gravedad específica 11,4; y punto de fusión 327,°4. El plomo al ser calentado fuertemente en el aire se cambia en el óxido (principalmente, PbO). El ácido clorhídrico y sulfúrico tienen muy poca acción sobre el plomo compacto. El ácido nítrico lo cambia en nitrato ($Pb(NO_3)_2$). El ácido acético (o el vinagre) y los ácidos de las frutas y demás vegetales lo cambian en compuestos venenosos; por lo tanto, los utensilios de cocina que contienen muchas veces plomo no deben ser usados.

Cloruros y Yoduro.—*Cloruro Plúmbico* $PbCl_2$, se precipita cuando se añade un cloruro soluble a una disolu-

ción de una sal de plomo. Es muy ligeramente soluble en el agua (1,5 : 100) a los 18,°; y mucho más a los 100,°.

El Tetracloruro de Plomo, $PbCl_4$ es un sólido a los –15.°; y pierde el cloro a la temperatura ordinaria. Se prepara pasando cloro cobre cloruro plúmbico suspendido en ácido clorhídrico. La disolución contiene H_2PbCl_6. Se añade cloruro de amonio, y se cristaliza el cloroplumbato de amonio, $(NH_4)_2\ PbCl_6$. Cuando éste se deposita en ácido sulfúrico concentrado frío se asienta en el fondo un aceite, $PbCl_4$. El aceite fumiga en el aire; y se asemeja íntimamente al cloruro, estánnico $SnCl_4$. Con el agua fría deposita lentamente el $PbCl_4$, y da el cloro. Con mucha agua se hidroliza rápidamente y se forma el dióxido de plomo:

$$PbCl_4 + 2H_2O = PbO_2 + 4HCl$$

El Yoduro de Plomo PBI_2, amarillo, se forma con la precipitación. Cristaliza en láminas amarillas de la disolución en agua caliente.

Óxidos e Hidratos.—Hay cinco diferentes óxidos de plomo: Pb_2O, PbO, Pb_3O_4, Pb_2O_3 y PbO_2. El SURÓXIDO PbO_2, es un polvo gris obscuro; formado calentado lentamente el oxalato. El ÓXIDO PLÚMBICO, o monóxido de plomo PbO, se obtiene con la cupelación del plomo; y la masa solidificada cristalina amarillo rosado se vende con el nombre de LITARGIRIO. Todos los demás óxidos dan el litargirio al ser calentados arriba de 600°, en el aire. El óxido plúmbico toma frecuentemente el dióxido de carbono del aire, y contiene por lo tanto un carbonato básico. El óxido se usa en la fabricación del vidrio, de los esmaltes y para preparar las sales de plomo. Mezclado con glicerina da un cemento para el vidrio o la piedra.

El Hidrato Plúmbico $Pb(OH)_2$ se forma con la precipitación. Pierde poco a poco el agua, y forma sucesivamente los productos siguientes:

$$Pb(OH)_2,\ Pb_2O(OH)_2 \text{ y } Pb_3O_2(OH)_2$$

Estas substancias son equivalentes en composición con PbO, H_2O, $2PbO, H_2O$, y $3PbO, H_2O$, respectivamente. El hidrato es soluble en el agua, y da una disolución de una reacción alcalina débil. Con los ácidos forma las sales de plomo. Interacciona también con los hidratos de potasio y de sodio para formar los PLÚMBITOS solubles, como el PLÚMBITO DE SODIO Na_2PbO_2.

El MINIO o plomo rojo, Pb_3O_4 da el oxígeno al ser calentado:

$$2Pb_3O_4 \rightleftarrows 6PbO + O_2$$

Debido al calentamiento desigual durante la fabricación del óxido rojo de plomo comercial, éste no se oxida completamente y contiene siempre litargirio. El litargirio comercial contiene comúnmente un poco de minio. El minio al ser calentado con ácido nitrico diluído caliente se descompone, y deja el dióxido de plomo, como un polvo insoluble. Dos terceras partes del plomo son básicas y una tercera parte ácida. Por consiguiente, el minio es un ortoplumbato de plomo:

$$Pb_2PbO_4 + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + H_4PbO_4$$

La doble descomposición que como sal experimenta, va seguida de la deshidratación del ácido plúmbico, que es inestable: ($H_4PbO_4 = PbO_2 + 2H_2O$); y queda el dióxido. El plomo rojo se usa en la fabricación del vidrio; y mezclado con aceite da una pintura roja.

El Dióxido de Plomo PbO_2, puede ser obtenido como ha sido descrito arriba, en la forma de un polvo castaño. Se prepara comúnmente añadiendo polvos de blanquear a una disolución alcalina de hidrato plúmbico:

$$Na_2PbO_2 + Ca(OCl)Cl + H_2O = 2NaOH + CaCl_2 + PbO_2$$

En esta acción podemos considerar el hidrato de plomo libre, formado con la hidrolisis del plumbito, como un

resultado de la oxidación con los polvos de blanquear. El dióxido de plomo es un agente de oxidación muy activo. Interacciona, y da fuego a una corriente de sulfuro de hidrógeno; y desprende el cloro del ácido clorhídrico. Con los ácidos no da el peróxido de hidrógeno; y no es por lo tanto, un peróxido (peroxidato) en el sentido estricto del término. El dióxido de plomo interaciona con los hidratos de potasio y de sodio, y da PLUMBATOS SOLUBLES. La sal de potasio K_2PbO_3, $3H_2O$, es análoga al metaestannato, K_2SnO_3, $3H_2O$. Una mezcla de carbonato de calcio y monóxido de plomo absorve el oxígeno al ser calentada en una corriente de aire; y se forma el ortoplumbato de calcio amarillo rosado:

$$4CaCO_3 + 2PbO + O_2 = 2Ca_2PbO_4 + 4CO_2$$

La acción es reversible; y es la base del método de Kassner para obtener el oxígeno del aire.

Otras Sales de Plomo.—*Nitrato de Plomo* $Pb(NO_3)_2$ puede ser preparado tratando el plomo, monóxido de plomo o el carbonato de plomo con el ácido nítrico. El nitrato y el acetato son las sales más ordinariamente usadas debido a su solubilidad. Debido a la hidrolisis la disolución del nitrato es ácida en reacción.

El Carbonato de Plomo $PbCO_3$, se encuentra en la Naturaleza. Puede ser formado como un precipitado, añadiendo bicarbonato de sodio a una disolución de nitrato de plomo. Con el carbonato normal de sodio se deposita un carbonato básico $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. Esta sal básica es idéntica al BLANCO DE PLOMO, que debido a su gran opacidad tiene mejor poder de cubrimiento que el blanco de zinc, o blanco permanente. La substancia se prepara de varios modos; pero todos se reducen a la oxidación del plomo con el aire; la formación de un acetato básico con la interación del vinagre o ácido acético con el óxido, o la descomposición posterior de la sal con el dióxido de carbono. La calidad mejor se obtiene por el método holandés. En

este método, las rejas de plomo fundido se colocan sobre una capa de vinagre en un recipiente. El recipíente se entierra en estiercol, que con la descomposición surte el dióxido de carbono y el calor necesario, y las rejas se convierten gradualmente en una masa blanca de carbonato básico. Los vapores del ácido acético que se desprenden del vinagre pueden ser considerados como un agente catalítico, porque se usan varias veces.

El Acetato de Plomo $Pb(C_2H_3O_2)3H_2O$, se prepara con la acción del ácido acético sobre el litargirio. Es soluble fácilmente en agua; y debido a su sabor dulce, la disolución ha sido llamada AZUCAR DE PLOMO. La sal básica $(Pb(OH)(C_2H_3O_2)$ se forma hirviendo una disolución de acetato de plomo con un exceso de litargirio. Por el contrario de la mayoría de las sales básicas, esta sal es soluble en agua; y la disolución tiene una reación ligeramente alcalina.

El Sulfato de Plomo $PbSO_4$, se encuentra en la Naturaleza, como anglesita. Y siendo insoluble en el agua se obtiene fácilmente con la precipitación.

El Sulfuro de Plomo, natural PbS (galena), forma cristales cúbicos negros con un lustre plateado. La sal precipitada es amorfa. Es más fácilmente atacada con los ácidos activos que el sulfuro de mercurio.

La Batería de Almacenaje.—*En el Acumulador de Plomo* ordinario las láminas consisten de rejas de plomo. Las aberturas están llenas de plomo dividido finamente en una, y la otra de dioxido de plomo. Estas y el ácido sulfúrico de la pila son las substancias activas cuando se carga la pila. Cuando se usa la batería los yones $SO_4^{=}$ emigran hacia las láminas llenas de plomo, Fig. XI, y lo convierten en una masa de sulfato de plomo insoluble: $SO_4^{=} + Pb = PbSO_4 + 2O$. Estas láminas reciben la carga negativa. Simultáneamente los yones H^+ se mueven hacia las otras láminas y reducen el dióxido de plomo en monóxido:

$$PbO_2 + 2H^+ = H_2O + PbO + 2$$

Estas láminas adquieren cargas positivas, y con la interacción del monóxido de plomo con el ácido sulfúrico se llenan, igual que las láminas negativas, de sulfato de plomo. Durante la descarga mucho ácido sulfúrico es removido del fluido de la pila; y el agotamientos de las pilas puede ser averiguado midiendo la gravedad específica del fluido.

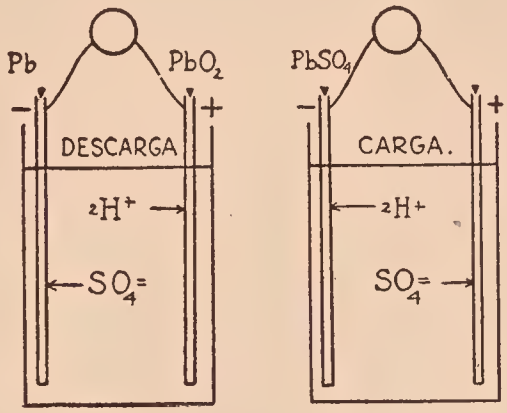


Fig. XI. Fig. XII.

La carga se hace pasando una corriente al través de la pila en dirección contraria, véase Fig. XII. Los yones H+ son atraidos hacía la lámina negativa; y se forma un número equivalente de $SO_4^{=}$; y por lo tanto resta sólo el plomo:

$$PbSO_4 + 2H^{+} + 2- = Pb + 2H^{+} + SO_4^{=}$$

Simultáneamente el $SO_4^{=}$ es atraido por la lámina positiva; y forma con el sulfato de plomo allí presente el persulfato de plomo:

$$SO_4^{=} + PbSO_4 + 2- = Pb(SO_4)_2$$

El persulfato siendo una sal cuadrivalente, se hidroliza

inmediatamente, y la substancia que llena esta lámina se cambia en dióxido de plomo:

$$Pb(SO_4)_2 + 2H_2O = PbO_2 + 2H_2SO_4$$

Y de este modo ambas láminas son puestas de nuevo en la misma condición que antes de la descarga. Las últimas descargas consumen energia; mientras que las primeras la emiten. Esto puede ser representado mejor por medio de la ecuación siguiente:

$$2PbSO + 2H_2O \underset{\leftarrow \text{descarga}}{\overset{\text{carga} \rightarrow}{\rightleftarrows}} Pb + 2H_2SO_4 + PbO_2$$

La PILA DE EDISON, al ser cargada, una lámina es de hierro, y la otra contiene óxido niquélico Ni_2O_3. El líquido de la pila es una disolución de hidrato de potasio. Cuando se opera la pila, el óxido niquélico se reduce en $Ni(OH)_2$ y el hierro se oxida en $Fe(OH)_2$; una acción que emite la energía:

$$Fe + 3H_2O + Ni_2O_2 \rightleftarrows Fe(OH)_2 + 2Ni(OH)_2$$

Cuando se descarga la pila el niquel se reoxida, y el hierro se reduce.

Pinturas.—La pintura contiene generalmente tres ingredientes:

1. El *aceite,* que se endurece en una resina tenaz al ser expuesto en el aire, y se adhiere firmemente a la superficie pintada.

2. El *cuerpo,* o sea un polvo fino que hace opaca la pintura. Debido a que el polvo no se contrae llena también la pintura, y evita la formación de poros diminutos, que de lo contrario, aparecerían en el aceite al secarse. El blanco de plomo es un material muy comúnmente usado en el cuerpo, el oxido de zinc, y otras substancias más se usan también.

3. Exceptuándose en el caso de una pintura blanca, siempre se añade un *pigmento*. Varios óxidos, como el minio; las sales de color y las lacas, se usan como materias colorantes.

El aceite no se seca con la evaporación sino que da una resina con la oxidación. El aceite de linaza y de cáñamo son muy comúnmente usados, y contienen los *esteres de glicerilo* de los ácidos *insaturados;* por ejemplo, el del ácido linoleico $C_3H_5(CO_2C_{17}H_{31})_3$, que contiene cuatro unidades de hidrógeno menos que el ácido esteárico. La parte insaturada de la molécula toma el oxígeno. Hirviendo previamente el aceite con dióxido de manganeso y otros óxidos, se vuelve más activo y se seca más rápidamente.

Los emplomadores usan un cemento hecho de minio y de aceite de linaza, en el cual el primero oxida al segundo, sin que sea necesario el acceso del aire.

Reacciones Analíticas de los Compuestos de Plomo.— El sulfuro de hidrógeno precipita el sulfuro negro aun cuando estén presentes los ácidos diluídos. El ácido sulfúrico forma el sulfato. El hidrato de potasio da el hidrato blanco, que se disuelve en exceso para formar el plumbito. El cromato o dicromato de potasio da un precipitado amarillo de CROMATO DE PLOMO $PbCrO_4$, usado como pigmento.

TITANIO—ZIRCONIO—CERIO—TORIO

Los metales del lado izquierdo de la columna quinta de la tabla periódica son todos cuadrivalentes; aun cuando aparecen numerosos compuestos con una valencia menor. Los dos primeros forman débilmente bases y ácidos, los dos últimos forman exclusivamente bases.

El *Titanio* se encuentra en rútila $TiTiO_4$. Derivados de éste hay un número de titanatos de la forma K_2TiO_3. El ZIRCONIO se encuentra en zircón, ortosilicato de zirconio, $ZrSiO_4$. El óxido se usa para hacer la substancia incandescente en algunas lámparas de gas.

El *Cerio* ocurre principalmente en cerita (Ce,La,Nd,Pr) SiO_4, H_2O. Las partículas de una aleación de cerio (70%) y hierro (30%) al ser limadas arden en el aire. Este hecho se utiliza en la fabricación de los *encendedores de gas,* y *de cigarros.* El TORIO se encuentra en torita $ThSiO_4$, pero la mayor parte viene de la arena monazita. El nitrato $Th(NO_3)_4$ $6H_2O$, se usa para hacer la llama incandescente de Welsbach. Los compuestos son radioactivos, (véase Radio).

CAPÍTULO XXXIII

GRUPO DE CROMO Y RADIO

El grupo de cromo incluye el MOLIBDENO (Mo, p,a 96), TUNGSTENO (W, p,a 184) y el URANO (U,p,a,238,2), y ocupa la columna séptima de la tabla periódica.

Relaciones Químicas.—Estos elementos dan óxidos de la forma: CrO_3, MoO_3, WO_3, y UO_3, e igual que el SO_3, son ácidos anhidridos, lo que muestra que dichos elementos son sexavalentes. Dan también los ácidos de la forma: H_2XO_4; tal como el ácido crómico H_2CrO_4. Estos ácidos corresponden al ácido sulfúrico y sus sales; por ejemplo, los cromatos se asemejan a los sulfatos.

Además de los cromatos, el elemento primero forma también dos hidratos básicos: $Cr(OH)_2$ y $Cr(OH)_3$, de los cuales se derivan las numerosas sales cromosas ($Cr++$) y crómicas ($Cr+++$). El urano forma bases y ácidos. El molibdeno y el tungsteno no forman bases.

CROMO

Historia.—El Cromo fué descubierto por L.N. Vauquelin, en 1797, mientras examinaba un "nuevo" mineral (crocoisita) que se encuentra en Siberia. Moissan, en 1894, lo preparó en la estufa eléctrica.

Origen.—El cromo metálico no se encuentra libre en la Naturaleza. Se halla en combinación con el oxígeno en *cromo cobre* que es un sexquióxido de cromo; Cr_2O_3, asociado más o menos con materiales terrosos. La ganga principal es la *Cromita,* $Fe(CrO_2)_2$. Se encuentra también como cromato de plomo en crocoisita, $PbCrO_4$. Existen

trazas en algunos minerales, *esmeralda, jade, serpentina,* etc.

Preparación del Metal.—El metal cromo puede ser preparado reduciendo el sexquióxido con el carbono en la estufa eléctrica; o mejor, por el PROCESO ALUMINOTÉRMICO, llamado también, PROCESO DE H. GOLDSCHMIDT, su inventor, en 1905. Se llena un crisol refractario de arcilla con una mezcla de sesquióxido y aluminio pulverizado hasta llenar cerca de las dos terceras partes del recipiente. Se coloca encima una mezcla de peróxido de sodio, o de bario y aluminio pulverizado, después se coloca una cinta de magnesio en la última mezcla, y por último una capa de espato fluor en la superficie. El crisol se coloca entonces sobre una bandeja de arena, y se enciende el magnesio. Cuando la llama alcanza la mezcla del peróxido, el aluminio se oxida con explosión violenta. Debe tenerse mucho cuidado de retirar la cara y las manos durante la operación. El calor de la combustión del aluminio da principio a la reacción entre el óxido crómico y el aluminio. El óxido se reduce a un metal; y el aluminio se oxida en alúmina: $Cr_2O_3 + 2Al = 2Cr + Al_2O_3$. Cuando se enfría el crisol, se encuentra un botón de cromo metálico en el fondo. La escoria resultante contiene únicamente alúmina fundida, que al cristalizarse forma una especie de corindón artificial. Esta se llama *corumbina,* para destinguirlo del corindón natural. En las fábricas de Goldschmidt, en Essen, se producen cerca de 100 kilogramos de cromo en cada carga. La redución tiene lugar en menos de media hora. El maganeso se obtiene de un modo similar. El Titanio aleado con hierro—ferro-titanio—se obtiene también por el mismo método.

Relaciones Químicas del Elemento.—El cromo da cuatro clases de compuestos; y la mayor parte de ellos son substancias de colores. El óxido e hidrato, en los cuales el elemento es trivalente, Cr_2O_3 y $Cr(OH)_3$ respectivamente, son débilmente básicos y aún más débilmente ácidos. Por lo tanto, tenemos las sales crómicas, tales como $CrCl_3$ y $Cr_2\ (SO_4)_3$, que son un tanto hidrolizables;

pero no hay ningún carbonato, ni sulfato, que sea estable en el agua. Los compuestos en los cuales el mismo hidrato actúa como un ácido son los cromitos; y se derivan de la forma óxido hidratado $CrO(OH)_3$. El cromato de potasio $K\ CrO_2$, es más fácilmente hidrolizable que el zincato de potasio, o que el aluminato de potasio. Finalmente las sales cromosas: $CrCl_2$ y $CrSO_4$, corresponden al hidrato cromoso $Cr(OH)_2$, en la cual el elemento es bivalente. Este hidrato es más distintamente básico que el hidrato crómico; y forma un carbonato y un sulfuro que pueden ser precipitados en disolución acuosa.

Propiedades Físicas y Químicas.—El cromo es un metal blanco, cristalino y muy duro (P,F. 1520.°).

No se ennegrece muy fácilmente, pero al ser calentado arde en el oxígeno, y da el óxido crómico verde, Cr_2O_3. Este parece existir en dos estados, uno activo y el otro pasivo; las relaciones de los cuales están todavía algo obscuras. Un fragmento preparado por el proceso de Goldschmidt, o que haya sido empapado en ácido nítrico es pasivo, y no desplaza el hidrógeno del ácido clorhídrico. Sin embargo, cuando el espécimen se calienta con ácido nítrico da principio a la interacción; y por lo tanto, actúa como si estuviera colocado entre el zinc y el cadmio en la serie electromotiva. Dejado al aire libre se vuelve lentamente inactivo.

El estaño y el hierro forman con el ácido clorhídrico los cloruros estannoso y ferrosos, respectivamente, porque estando presentes los otros cloruros altos serían reducidos con el hidrógeno activo. Tratándose del cromo se forma el cloruro cromoso y no crómico, por la misma razón:

$$Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2, \text{ ó } Cr + 2H^{+} = Cr^{++} + H_2$$

El cromo se usa para hacer el acero-cromo, empleado en las corazas, etc. Ciertas aleaciones estrañas que no son atacadas con las ácidos, aun cuando son formadas con los metales activos, contienen comúnmente cromo: (Cr, 60%, Fe, 36%, Mo, 4%).

Derivados del Ácido Crómico

Cromato de Potasio K_2CrO_4.—Éste y las sales de sodio; o dicho mejor, los dicromatos correspondientes se hacen directamente de la cromita; y forman la base para la preparación de los otros compuestos de cromo. El mineral pulverizado finamente se mezcla con potasa, piedra de cal, y se calcina. La cal se usa principalmente para mantener porosa la masa y hacer posible el acceso del oxígeno del aire; los compuestos de potasio son fácilmente fusibles:

$$4Fe(CrO_2)_2 + 8K_2CO_3 + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 8K_2CrO_4 + 8CO_2$$

El hierro se oxida en óxido férrico, y el cromo pasa del estado de óxido crómico en el cromito (FeO, Cr_2O_3) al de anhidrido crómico en el cromato de potasio (K_2O, CrO_3). Esto se verá mejor por medio de la ecuación siguiente:

$$4(FeO, Cr_2O_3) + 8K_2O, CO_3) + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 8(K_2O, CrO_3) + 8CO_2$$

Las cenizas se tratan con una disolución caliente de sulfato de potasio, que interacciona con el cromato de calcio formado al mismo tiempo, dando el sulfato de calcio insoluble:

$$CaCrO_4 + K_2SO_4 = CaSO_4 + K_2CrO_4$$

Todo el cromato de potasio entra en disolución.

El cromato de potasio es amarillo pálido, y da cristales rómbicos, anhidridos, iguales a los del sulfato de potasio; y es muy soluble en el agua (61 : 100 a los 10,).

El Cromato de Sodio Na_2CrO_4, $10H_2O$, se prepara usando el carbonato de sodio en el proceso antes descrito.

Los Dicromatos.—Cuando se mezcla la disolución de sulfato de potasio con una cantidad equivalente de ácido sulfúrico se obtiene el disulfato de potasio con la evaporación:

$$K_2SO_4 + H_2SO_4 = 2KHSO_4$$

La sal ácida *seca* al ser *calentada* pierde el agua, y da el pirosulfato (disulfato): $2KHSO_4 \rightleftarrows K_2S_2O_7 + H_2O$; pero el último al ser redisuelto retorna a la condición de sulfato ácido. La acción segunda se reversa inmediatamente en presencia del agua. Ahora bien, cuando se añade un ácido a un cromato debería esperarse que el ácido crómico libertado H_2CrO_4, al interaccionar diese un cromato ácido (por ejemplo: $KHCrO_4$); sin embargo, no se conocen los cromatos ácidos, y en lugar de ellos se producen los pirocromatos o dicromatos, con la eliminación del agua. Dicho mejor; la acción segunda de las anteriores no es apreciablemente reversible en presencia del agua, cuando se trata de los cromatos:

$$K_2CrO_4 + H_2SO_4 = (H_2CrO_4) + K_2SO_4$$
$$K_2CrO_4 + (H_2CrO_4) = K_2Cr_2O_7 + H_2O$$
$$2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2Cr_2O_7 + H_2O + K_2SO_4$$

En términos de la hipótesis yonica, el $S_2O_7^{=}$ es inestable en el agua, e interacciona con el OH^- (del agua) dando el agua y el yon sulfato; y por otra parte el $Cr_2O_7^{=}$, es estable en el agua y se forma con la interacción del agua y del yon cromato:

$$S_2O_7^{=} + 2OH^- = H_2O + 2SO_4^{=}$$
$$CrS_2O_7^{=} + 2OH^- = H_2O + 2CrO_4^{=}$$

Los dicromatos de potasio y de sodio se hacen añadiendo ácido sulfurico a la disolución cruda del cromato obtenido de la del cromito. Se cristalizan cuando se enfría uno de los líquidos; y el otro que contiene el sulfato de potasio y el dicromato no depositado, se usa para extraer una nueva porción de las cenizas. Puesto que los dicromatos son mucho menos solubles que los cromatos, se cristalizan de las disoluciones menos concentradas; y pueden, por lo tanto, ser obtenidos en la condición pura. Por tal razón el extracto se trata siempre para obtener los dicromatos.

El Dicromato de Potasio, $K_2Cr_2O_7$ (ó K_2CrO_4, CrO_3), cristaliza en láminas asimétricas de color anaranjado rosado. La solubilidad en el agua es de 8 : 100 a los 10,°; y de 12,5 : 100 a los 29°, El DICROMATO DE SODIO $Na_2Cr_2O_7$, $2H_2O$, forma también los cristales rojos; y su solubilidad es de 109 : 100 a los 15,° Esta sal es ahora más barata que el dicromato de potasio, al cual ha substituido extensamente en los fines comerciales.

Propiedades Químicas de los Dicromatos.—1. Cuando se añade ácido sulfúrico concentrado a una disolución fuerte de un dicromato o cromato se separa el ANHIDRIDO CRÓMICO CrO_3, en agujas rojas:

$$Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + 2CrO_3$$

2. Aun cuando el dicromato no contiene hidrógeno, posee la naturaleza esencial de una sal ácida. Por lo tanto, cuando se añade hidrato de potasio a una disolución de dicromato de potasio se forma el cromato de potasio:

$$K_2Cr_2O_7 + 2KOH = 2K_2CrO_4 + H_2O$$

La disolución cambia de rojo en amarillo; y se obtiene el cromato con la evaporación. De este modo se preparan los cromatos alcalinos puros.

3. Añadiendo dicromato de potasio a la disolución de una sal de un metal, cuyo cromato sea insoluble, se precipita el cromato y no el dicromato. Esto ocurre en consecuencia del hecho de que hay siempre un poco del yon de hidrógeno y del $CrO_4^=$ [ecuación (2) anterior] en la disolución del dicromato:

$$2Ba(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \rightleftarrows 2BaCrO_4 + 2KNO_3 + 2HNO_3$$

Y siendo esencialmente una sal, el dicromato produce una sal y un ácido del mismo modo que una sal cualquiera; Por ejemplo:

$$Ba(NO_3)_2 + KHSO_4 \rightleftarrows BaSO_4 + KNO_3 + HNO_3$$

4. Los dicromatos de potasio y de sodio se derriten al ser calentados, y se descomponen dando el cromato, óxido crómico y el oxígeno libre. Para hacer la ecuación nótese que el dicromato, por ejemplo, $K_2Cr_2O_7$, puede escribirse así: K_2CrO_4, CrO_3, y el CrO_3 solo se descompone del modo siguiente: $2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O$. Ahora bien, puesto que el producto debe contener un multiple de O_2 la ecuación será como sigue:

$$4K_2Cr_2O_7 = 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2$$

5. Con los ácidos libres los dicromatos dan mezclas poderosas de oxidación, en consecuencia de su tendencia a formar las sales crómicas. Puesto que el primero corresponde al óxido CrO_3, y el último al Cr_2O_3, al pasar del primer estado al último debe suministrar 3O por cada $2CrO_3$ transformado. En las disoluciones diluídas, a menos que haya un cuerpo capaz de ser oxidado, no ocurre descomposición actual más allá del desprendimiento del ácido crómico. Cuando se usa ácido clorhidrico concentrado, este ácido sufre oxidación:

$$K_2Cr_2O_7 + 8HCl = 2KCl + 2CrCl_3 + 4H_2O + (3O)$$
$$(3O) + 6HCl = 3H_2O + 3Cl_2$$
$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2$$

Cuando se usa el ácido sulfúrico debe haber una substancia oxidable, tal como el sulfuro de hidrógeno, ácido sulfuroso o el alcohol, para lograr la reducción del dicromato:

(1.) $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + (3O)$

(2.) $(3O) + 3H_2SO_3 = 3H_2SO_4$

(2'.) ó $(3O) + 3\underset{\text{(alcohol)}}{C_2H_5OH} = 3C_2H_4O + 3H_2O$

En ambos casos la suma de (1) y (2) omitiendo (3 O),

dará la ecuación para la acción completa. Cuando se omite (1) $K_2O\ 2CrO_3$ da Cr_2O_7, $3SO_3 + 3O$. En la práctica se usa esta acción para preparar las sales crómicas; y para los efectos de oxidación: como en la preparación del aldehido y en la batería de dicromato.

Otros Usos de los Dicromatos.—Cuando se cubre el papel con gelatina conteniendo un cromato soluble, al exponerlo a la luz se seca y forma el óxido crómico, que se combina con la gelatina, y al contrario de ésta, el producto no se expande ni se disuelve en el agua tibia. Esta acción se usa de varias maneras en las reproducciones artisticas. Por ejemplo, cuando se seca una mezcla de gelatina con hollín y se cubre con un "negativo," al exponer a la luz las partes que fueron protegidas contra la iluminación pueden ser lavadas, y queda la IMPRESIÓN DE CARBÓN. La capa de gelatina puede ser transladada en la madera o en cobre antes de ser lavada. Cuando se substituyen materiales de diversos colores en lugar del hollín puede hacerse impresiones de cualquier coloración, con este mismo método. El dicromato de sodio se usa en lugar de la casca para CURTIR las capelladas de cabritilla. Se emplea además un agente de reducción para precipitar el hidrato crómico $Cr(OH)_3$ en el cuero. El uso de esta substancia acorta el tiempo necesario para la operación en unas pocas horas.

Cromatos Insolubles.—Muchos de los cromatos formados con la precipitación de una disolución de un cromato soluble son muy comunes. El CROMATO DE PLOMO $PbCrO_4$, se usa como un pigmento amarillo; y tratándolo con agua de cal da una sal básica amaranjado brillante, llamada CROMO-ROJO Pb_2OCrO_4. Las sales de calcio dan un hidrato amarillo, CROMATO DE CALCIO $CaCrO_4$, $2H_2O$, análogo al yeso e igual que éste muy poco soluble en el agua: (0.4 : 100 a los 14,°). El CROMATO DE BARIO $BaCrO_4$, es también amarillo. Interacciona con los ácidos activos para formar los dicromatos; y entra en disolución. No es demasiado soluble para ser atacado con el ácido acético. El CROMATO DE ESTRONCIO $SrCrO_4$, es soluble en el ácido acético. El

CROMATO DE PLATA Ag_2CrO_4, es rojo, e interacciona fácilmente con los ácidos. Debe notarse que existe una correspondencia muy íntima entre las solubilidades relativas (véase, tabla de solubilidades) de los cromatos y de los sulfatos.

Anhídrido Crómico CrO_3.—Este óxido se prepara como ha sido descrito anteriormente; y se llama frecuentemente ácido crómico. Es soluble y se combina con el agua para dar el ácido dicrómico $H_2Cr_2O_7$. En disolución acidulada con un ácido activo se usa mucho como agente de oxidación para las substancias orgánicas. Interacciona con los ácidos del mismo modo que los dicromatos dando las sales crómicas y suministrando a la vez el oxígeno al cuerpo oxidable. Al ser calentado por si mismo pierde el oxígeno, y da el óxido crómico verde: $4CrO_3 \leftrightarrows 2Cr_2O_3 + 3O_2$.

Cloruro Cromilo CrO_2Cl_2.—Este compuesto corresponde al cloruro sulfurilo SO_2Cl_2, y se hace destilando un dicromato con un cloruro y ácido sulfúrico concentrado:

$$K_2Cr_2O_7 + 4KCl + 3H_2SO_4 = 2CrO_2Cl_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$$

El ácido clorhídrico libertado del cloruro puede suponerse que interacciona con el ácido crómico del dicromato:

$$CrO_2(OH)_2 + 2HCl = CrO_2Cl_2 + 2H_2O$$

El cloruro cromilo es un líquido rojo que hierve a los 118°. Fumiga fuertemente en el aire húmedo, y se hidroliza con el agua. Esta acción es lo contrario de la mostrado en la ecuación última. Los compuestos correspondientes de bromo y de yodo son inestables; y cuando se tratan como ha sido descrito arriba, se desprenden los halógenos con la oxidación; y no aparece compuesto volátil alguno. Por lo tanto, cuando se mezcla un haloide descomocido con dicromato de potasio y ácido sulfúrico, al detilar y recoger los vapores en hidrato de amonio, la

presencía de un cromato en el destilado demuestra la existencia de un cloruro en la substancia original:

$$CrO_2Cl_2 + 4NH_4OH = (NH_4)_2CrO_4 + 2NH_4Cl + 2H_2O$$

Esta acción se usa en el examen de las trazas del cloruro en los bromuros y en los yoduros.

Compuestos Crómicos y Cromosos

Cloruro Crómico.—Un cloruro hidratado $CrCl_3$ $6H_2O$, se obtiene tratando el hidrato $Cr(OH)_3$ con ácido clorhídrico, y evaporando. Este hidrato al ser calentado se hidroliza y queda el óxido crómico. El cloruro anhidroso $CrCl_3$ se forma con la sublimación en una masa brillante, color rojo violeta, cuando se pasa cloro sobre cromo metálico caliente. En esta forma se disuelve muy lentamente aún en el agua hirviendo; pero en presencia de las trazas de cloruro cromoso o estannoso, se disuelve fácilmente. La disolución es verde, igual que todas las disoluciones de las sales cromicas después de haber sido hervidas, pero al enfríarse se depositan los cristales azulados: $CrCl_3$, $6H_2O$. Estos dan una disolución violeta, que contiene $Cr^{+++} + 3Cl^-$; pero al ser hervida aparece de nuevo el color verde.

Hidrato Crómico.—Cuando se añade hidrato de amonio a la disolución de una sal crómica, se forma un hidrato azul pálido: $2Cr(OH)_3$, H_2O.

Éste interacciona con los ácidos, y da las sales crómicas. Se disuelve también en los hidratos de potasio y de sodio, y forma las disoluciones verdes de CROMITOS, de la forma siguiente: $KCrO_2$.

Reacciones Analíticas de los Compuestos de Cromo.—Las sales crómicas dan el yon de cromo violeta azulado, Cr^{+++}; y pueden ser reconocidas en disolución por el color. Los cromatos y dicromatos dan el yon $CrO_4^=$ y $Cr_2O_7^=$, amarillo y rojo, respectivamente.

Molibdeno—Tungsteno—Urano

Molibdeno.—Este elemento se encuentra principalmente en wulfenita $PBMoO_4$ y molibdenita MoS_2. El último se parece al grafito. El molibdenito se convierte en ANHIDRIDO MOLÍBDICO MoO_3 con la calcinación. Cuando se trata con hidrato de amonio o con hidrato de sodio se obtiene el MOLIBDATO DE AMONIO $(NH_4)_2MoO_4$ y el MOLIBDATO DE SODIO Na_2MoO_4, respectivamente. El METAL se obtiene con la reducción del óxido o del cloruro con el hidrógeno. Puro es un metal plateado, e igual que el hierro toma carbono y puede ser templado. Los ÓXIDOS: Mo_2O_3, MoO_2 y MoO_3 son conocidos; los óxidos bajos no son básicos. Los CLORUROS: Mo_3Cl_6, $MoCl_3$, $MoCl_4$ y $MoCl_5$ han sido preparados. El uso principal del molibdeno en el laboratorío consiste en el análisis, estimación del ÁCIDO FOSFÓRICO.

Tungsteno.—Los minerales scheelita $CaWO_4$, y wolfram $(Fe,Mo)WO_4$, son tungstatos de calcio y de hierro y manganeso, respectivamente. Fundiendo el wolfram con carbonato de sodio y extrayendo con agua, se obtiene el TUNGSTATO DE SODIO Na_2WO_4, $2H_2O$. Esta substancia se usa como mordiente. Los ácidos precipitan el ÁCIDO TUNGSTICO, $H_2WO_4H_2O$, de las disoluciones de esta sal. El elemento da los ÓXIDOS, WO_2, Y WO_3. Los CLORUROS WCl_2, WCl_4, WCl_5 y WCl_6, son conocidos; el último se forma directamente, y los demás con la reducción.

El metal tiene mucha demanda para la fabricación de los aceros, que resultan de calidad magnífica, debido a que aun síendo calentados a temperaturas altísimas mantiene el temple.

Urano.—*La pitchblenda* que contiene el óxido U_3O_8, en combinación con otros elementos se encuentra principalmente en Joachimsthal (Bohemia) y en Cornwall. En el Colorado (Estados Unidos de Norte América) se encuentra la carnotita, un uranato y vanadato de potasio K_2O, $2UO_3$, V_2O_5, $3H_2O$. La pitchblenda se tuesta con cal, y el uranato de calcio $CaUO_4$ formado se descompone con

el ácido sulfúrico, quedando el sulfato de uranilo UO_2SO_4. Cuando se añade un exceso de carbonato de sodio a la disolución del último, los metales extraños se precipitan, y el DIURANATO DE SODIO $Na_2U_2O_7$, $7H_2O$, que también se precipita, se disuelve en el exceso del carbonato y da el Na_2UO_4. Después de filtrado el diuranato de sodio se reprecipita por la neutralización con el ácido sulfúrico hirviendo. Esta sal se usa para hacer el VIDRIO DE URANO, que muestra una florescencia amarilla verdoso. Los ÓXIDOS son el UO_2, un óxido básico; U_2O_3 y U_3O_8, los óxidos más estables; UO_3, anhidrido uránico; y UO_4, un peróxido. Cuando se trata el óxido UO_2, con los ácidos da las sales uranosas; tales como el SULFATO URANOSO: $U(SO_4)_2$, $4H_2O$, el anhidrido uránico y el ácido uránico interaccionan con los ácidos dando las sales básicas, tales como UO_2SO_4, 1/32 H_2O y $UO_2(NO_3)_2$, $6H_2O$, que se llaman SULFATO URANILO y NITRATO URANILO, respectivamente. Tiene un color amarillo con florescencias verdes. El sulfuro de amonio forma de las disoluciones de los últimos el SULFURO URANILO UO_2S, castaño e inestable.

CAPÍTULO XXXIV

RADIOACTIVIDAD[1]

Cuando Becquerel descubrió los rayos de urano en 1896 difícilmente tuvo conciencia del inmenso campo que abría a las exploraciones humanas. Quizá no sea correcto tratar de radioactividad en un libro como el presente, porque la nueva Ciencia que trata de ello, hablando estrictamente, no es Química. Es un especie de super-química. Algunos no dejarán de llamarla Alquimia, tanto más cuanto que trata de la transmutación de las substancias químicas elementales.

Pero si se excluye la radioactividad de la Química el campo de ésta, está en peligro eminente de ser seriamente restringido—porque nadie puede trazar estrictamente la linea divisoria entre las dos Ciencias. Además de las seis substancias radioactivas existen diez y siete productos de transformación más o menos estables, y que mientras existen son elementos químicos distintos. Una vez más, además de éstos, existen ciertos elementos como el rubidio, y el potasio, que son ligeramente radioactivos; y cuando se considera que la característica principal de la radioactividad es la expulsión de los átomos cargados de electricidad positiva, electrones, y de los rayos de Röntgen, nos encontramos frente a frente con el hecho de que esta característica es, bajo condiciones especiales, compartida por los otros elementos conocidos, exceptuándose, los gases llamados "inertes" o "nobles," descubiertos recientemente. Nos es completamente imposible decir dónde termina la Química y da principio la radioactividad; y la dificultad de esta distinción será aumentada enormemente

[1] *Nota:* El presente capítulo queda a discresión del Profesor

tan pronto como los procesos radioactivos estén bajo control; y pueda usarse su poder enorme para construir o destruir el átomo químico.

¿Qué se Entiende por Radioactividad?

Una substancia se llama "radioactiva" cuando espontánca y constantemente emite rayos capaces de yonizar los gases. Esta "yonización" consiste en dividir las moléculas de los gases en yones, o partículas que tienen una carga eléctrica positiva o negativa. Esto se descubre por la descarga espontánea de un electroscopio al ser sumergido en el gas yonizado, y cuando la carga del electroscopio es neutralizada por la carga de clases contrarias contenida en el gas.

Este es el método común para la radioactividad, y el más simple, aun cuando no es el más sorprendente, porque una substancia radioactiva posee comúnmente otras propiedades. Cuando es muy fuerte, sus rayos producen una luminocidad en una mámpara luminosa, tal como la usada para demostrar los rayos de Röntgen. Ellos afectan también las placas fotógraficas. Y finalmente su absorción levanta la temperatura del cuerpo absorvente. Cuando los rayos son absorvidos por el cuerpo en si, como sucede cuando los rayos procedentes del interior son absorvidos por las capas esteriores, el cuerpo radioactivo se mantiene permanentemente a temperatura más elevada que la del ambiente.

Tres Clases de Rayos

Los rayos emitidos por los cuerpos radioactivos, llamados algunas veces "rayos de Becquerel" no son de condición uniforme. Ellos poseen, de hecho, propiedades diferentísimas. Aquéllos que producen la luz más fuerte y los efectos de calor más intensos, se llaman rayos-a.

Estos llevan una carga positiva y consisten de partículas proyectadas con velocidades que miden de 8,000 a 12,000 millas por segundo. Se paran después de haber atravezado de 3cm a 7 cm de aire; y sus efectos yonizantes, fosforescentes y fotográficos tienen la misma velocidad.

Un tipo más penetrante de rayos son los rayos-B, que, igual que los rayos-cátodo, son capaces de penetrar las capas finas del aluminio, estaño y de los otros metales.

En adición a los anteriores, Villard en 1900, descubrió un tercer tipo de radiación débil, indudablemente, pero excesivamente penetrante, de hecho, es la radiación más penetrante descubierta hasta la fecha,—capaz de atravesar varias pulgadas de hierro sólido. Este tercer tipo de rayos, se conoce con el nombre de rayos-y.

Los descubrimientos últimos han demostrado que ninguno de estos rayos es realmente nuevo. Los rayos-B son simplemente los rayos-cátodo, bien conocidos y descritos hace más de cincuenta años por Sir W. Crookes, con el nombre profético de "materia radiante." Lo único nuevo acerca de ellos es su velocidad extraordinaria, que se aproxima casi a la de la luz. Los rayos-a, por otra parte, son idénticos con las partículas cargadas positivamente, y que constituyen los "rayos de canal" de Goldstein; obtenidos perforando el cátodo en un tubo neumático. Finalmente, los rayos—y son probablemente idénticos con los rayos de Röntgen; pero de un tipo extrardinariamente más penetrante.

Estas tres clases de rayos presentan propiedades muy distintas en un campo magnético. Cuando los rayos son emitidos en dirección horizontal y las lineas de fuerza del campo magnético están verticales, los rayos-B describen un círculo horizontal, o la perción de un círculo; los rayos-a son ligeramene desviados en la dirección opuesta, y los rayos-y no son desviados del todo. Este es exactamente el modo de funcionar de los rayos-cátodo, rayos de canal, y rayos de Röntgen, respectivamente. Pero la nueva circunstancia es que los tipos antiguos de rayos necesitan cierto poder que los mantenga, mientras que en

los rayos de Becquerel este poder se deriva de la energía interna de los átomos de las substancias radioactivas.

Lo cierto es que los rayos-B son simplemente electrones proyectados con una gran velocidad. Es decir, son partículas de tamaño intra-atómico, cuya masa es cerca de 1/200 de aquélla del átomo de hidrógeno, y cuya carga eléctrica es 4×10^{-10} de una unidad "electroestática" de cantidad eléctrica (v,g, una cantidad que al ser colocada a una distancia de 1 cm de otra cantidad igual la repele con una fuerza de 1/981 gram). También es cierto que las partículas-a son átomos de materia; y más probablemente átomos de un gas llamado helio. A la fecha no se sabe lo que son los rayos-y. Puede que sean "pulsaciones del éter," como se supone que son los rayos de Röntgen. Hay otra supocición, propuesta por Bragg, y consiste en creer que son "dobletes" que tienen combinaciones de átomos cargados de electricidad positiva y de electrones. Esto se explica con el hecho de que no tienen cargas eléctricas aparentes, y no son desviados en el campo magnético. El carácter penetrante se explica entonces según Bragg como sigue: la absorción de las partículas cargadas es primariamente debido a sus cargas, que producen una conmoción violenta entre las cargas en las moléculas de las substancias; y conducen a una pérdida de energía cinética o dinámica, que se desperdicia en la forma de calor. Los átomos que no están cargados y proyectados con grandes velocidades no son detenidos de este modo, porque no producen tal conmoción eléctrica, Podría objetarse, que los átomos ordinarios de la materia pueden tener un poder penetrante similar, estando también en un estado de movimiento violento debido al calor y al fuego. Pero la respuesta es que los átomos ordinarios en movimiento de calor tienen velocidades que son cerca de 10,000 veces más lentas que las de las partículas-a; y que los dobletes de la clases imaginada tendrían, por lo tanto, una energía dinámica cien millones de veces más grande que la de los átomos de la matería ordinaria. Con tal energia pueden partirse las estructuras atómicas y

atravezar el hierro sólido, de igual modo que una bala atravieza el papel.

Energía Intra-Atómica

Se verá que al tratar de los procesos radioactivos nos ocupamos de las fuentes de la energía de un órden enteramente nuevo. En 1905, Einstein, basado en las consideraciones de la velocidad limitada de la luz y de la energía incluida en una onda de luz, opinó, que la matería toda es, por decirlo asi, "energia embotellada;" que toda inercia es la inercia de la energía almacenada, y que cuando dos masas se atraen entre si, es realmente la energía interna la que produce la atracción. El estimó la cantidad de energía contenida en un gramo de materia, y encontró que ésta es de 9×10^{20} ergos. Ahora bien, un gramo de radio emite una energía de 100 gramo-calorios por hora. Un gramo-calorio siendo equivalente a 42 millones de ergos, tomaría cerca de 25 millones de años de tal gasto para disipar toda la energía contenida en un gramo de radio. Pero en realidad, la proporción en la cual el radio emite la energía está disminuyendo constantemente, aunque en un grado tan bajo que después de 1300 años se encontraría que emitió la mitad de la energía emitida hoy.

Entonces es evidente que la energía enorme revelada en las transformaciones radioactivas no representa de modo alguno la cantidad total de la energía escondida en el átomo. Es muy posible, que aun la desíntegración total de un átomo químico en partículas del tamaño y masa de un electrón no envuelve la disipación de toda su energía interna y la destrucción total de la inercia. Porque aun un electrón posee una masa y representa una energía por lo menos de una millonesima de ergo. Los hechos indagados ya han exorcizado todas las amenazas acerca del gasto inevitable de la energía del universo visible. Ellos han además, indicado una nueva fuente no buscada de donde

se pueda obtener la energía necesaria. "Cuando se hayan terminado las fuentes familiares, podremos extraer la energía infinita del infra-mundo; y quien sabe si las series de sucesivos universos infinitesimales puedan contener una cantidad de energía que garantice la existencia eterna y la estabilidad del universo donde vivimos!"

Substancias Radioactivas

Las substancias radioactivas más o menos permanentes conocidas hasta la fecha son el urano, torio, radio, actinio, polonio, ionio y el radio-plomo. Todos éstos emiten rayos-a, exceptuándose el actinio y el radio-plomo que no dan rayos. Además de dichos rayos; el torio, y el radio (también el actinio) producen un gas radioactivo llamado "emanación" que pierde su poder muy rápidamente, mermando en una mitad su energía en 3,7 segundos (actinio), 54 segundo (torio) y en 3,8 días (radio), respectivamente.

Es muy sorprendente que el radio, actinio, ionio y polonio sean substancias químicas enteramente nuevas, cuyo descubrimiento ha sido sólo debido a sus propiedades radioactivas; y principalmente al poder yonizante de sus rayos. El valor de este examen nuevo y delicado de la existencia de cantidades de materia diminuta, ha sido notablemente demostrado en las investigaciones radioactivas llebadas a cabo por Rutherford, Soddy y otros más. Rutherford ha logrado la proeza extraordinaria de trazar la yonización producida por el rayo-a de una partícula—dicho en otras palabras—un simple átomo de helio. Tomado en conjunto con los progresos más recientes en el estudio de los movimientos Brównicos con el ultramicroscopio, aparece que de aquí en adelante bien podremos tratar con los individuos atómicos y moleculares en lugar de las masas agregadas.

Transformaciones Radioactivas

Hay cierto paralelismo entre las cantidades de urano y radio contenidas en los minerales. Una tonelada de pitchblenda contiene cerca de 2 granos de radio, y tres millones de veces de urano. Hace unos pocos años se encontró una ganga de urano anómala de radio libre en Issy L'Eveque. Pero el radio era evidentemente derivado de una veta distante de urano y formada por la colación del agua. De cualquier modo, el radio estaba confinado en la superficie del mineral, y pudo ser disuelto con los ácidos, dejando el mineral inafectado.

La constancia de esta misma proporción indica que el radio es desarrollado del urano. Pero hasta la fecha todos los empeños por encontrar el radio en el mineral urano, que no contenga aquél originalmente, y dejados por si mismo por varios años, han fallado. Boltwood explica este fracaso debido a la existencia de un producto intermediario, que él llama "ionio" un producto extraído con el radio. Es por tanto inutil esperar el desarrollo directo del radio de un compuesto puro del mineral urano.

Tampoco la actividad total encontrada en urano es debida al metal por si mismo. Crookes, extrajo del urano un constituyente que él llamó "Urano X" y que emite todos los rayos-B; mientras que urano propiamente dicho continúa emitiendo únicamente rayos-a. Observando las dos substancias separadamente por algún tiempo, el urano se reintegra; mientras que el Urano X se destruye. Consiguientemente, una vez más, tenemos un caso claro de parentesco, o por lo menos de linaje; además, Dame ha recientemente decubierto un producto intermediario, que él llama "radio-urano."

La tabla genealógica siguiente da las series completas de los cambios experimentados por el urano en sus transformaciones sucesivas, con el término medio de la vida de cada producto:

Urano	7,500,000,000 años
Radio-urano	?
Urano X	32 días
Ionio	?
Radio	2,500 años
Emanación de Radio (Nitón)	5,3 días
Radio A	4,3 minutos
Radio B	38 minutos
Radio C	30,5 minutos
Radio D (Radio-Plomo)	17 años
Radio E_1	9,5 días
Radio E_2	7 días
Radio F	203 días

El último descendiente, Radio F es idéntico con el Polonio de Mme Curie, y que en el cambio posterior se vuelve probablemente Plomo.

Las series del Torio son dadas por McCluñg como sigue:

Torio	10,000 millones de años	Emanación	54 segundos
Mesotorio$_1$	5,5 años	Torio A	11 horas
Mesotorio$_2$	6,2 horas	Torio B	1 hora
Radio-torio	800 días	Torio C	?
Torio X	3,7 días	Torio D	?

Series del Actinio:

Actinio	?	Actinio A	36 minutos
Radio-actinio	19,5 días	Actinio B	2,15 minutos
Actinio X	10 días	Actinio C	5,1 minutos
Emanación	3,7 segundos		

Radio y Geología

La existencia del radio en las rocas de la corteza terrestre ha derramado nueva luz en la controversia con respecto a la edad posible de la tierra. El tiempo necesario para los cambios geológicos, según los cálculos conocidos, está en exceso del tiempo durante el cual y según la razón

del enfriamiento, la tierra ha sido un globo con una corteza sólida. Pero si la tierra en lugar de dar principio con una cantidad limitada de calor, deriva un abastecimiento continuo de energía del almacen interno del radio, su evolución geológica puede ser infinitamente prolongada.

La cantidad de radio encontrada en las rocas, es ampliamente suficiente para dar razón de todo el calor de la tierra. Strutt, ahondó todavía más adelante, y ha probado que si la cantidad de radio encontrada en las rocas accesibles es la misma que aquélla de las rocas más internas, el presente grado de calor es perfectamente razonable si el estrato que contiene el radio es una concha de cinuenta millas de espesor únicamente. Joly, ha penetrado más ampliamente en la cuestión, y se inclina en la opinión de que los cambios "catastróficos" de la geología —el enfriamiento y repliege de la corteza terrestre, que levanta montañas—puede ser considerado como debido a la distribución irregular del radio, que calienta y debilita ciertos lugares más que otros.

Una esfera larga que contenga cierta cantidad de radio por unidad de volumen se enfriará más lentamente que otra más pequeña y que contenga la misma cantidad en iguales condiciones. Por tanto, bien puede considerarse el calor del planeta como derivado del radio. Y esta es la razón por la cual la Luna es fría; la Tierra ligeramente caliente, y Jupiter y Saturno están posiblemente en el punto de ebullición del agua.

Es cierto que el radio se destruye en un corto tiempo—unos pocos miles de años a lo más—pero es siempre renovado por su antecesor el urano, y éste a su vez es renovado después de su carrera de 7,500 millones de años con la formación de cierta substancia todavía más densa (actinio?), que es tan inestable que desaparece rápidamente.

Radio Metálico

Madam Curie y A. Debierne, en 1910, lograron obtener radio metálico. Esto fué logrado con la electrolización

del cloruro de radio; con un ánodo de platinoiridio, y un cátodo de mercurio. Éste dió una amalgama de radio, de la cual se puso en libertad el mercurio con el calor en una atmósfera de hidrógeno. El resultato dió cerca de una décima parte de grano de un metal blanco brillante que se tornó negro en el aire; quemaba el papel, y se disolvía rápida y completamente en el agua, o en el ácido clorhídrico diluído; demostrando que el óxido es soluble, y que el mercurio fué realmente separado.

Emanación Sólida

Ramsey ha logrado no sólo licuar la emanación del radio síno también solidificarlo con el enfriamiento y la presión. La emanación líquida es incolora, y da fosforescencias violeta. El sólido arde con una luz azul muy intensa; lo que sugerió el llamarlo "Nitón" en lugar del nombre original e inapropiado. Al medirlo con la micro-balanza de Grant, se encontró que el peso atómico era de 222,5; poco más o menos el valor predicho teóricamente.

Radioactividad y Rareza

Si todos los elementos fueran derivados unos de otros por los cambios radio-activos sucesivos, procediendo del peso atómico mayor al menor, existiría un equilibrio entre sus cantidad respectivas; siendo aquéllos que están en mayor evidencia los que sobrevivieron más largo. Y bien podría ser que el oro fuese más raro que la plata simplemente porque al ser desarrollado tenga una vida más corta. Si tal es el caso, entonces, como lo ha anotado Soddy, es irremediable el deseo de encontrar grandes montañas de oro.

La Nueva Alquimia

Sir W. Ramsey y sus asistentes han estado últimamente muy ocupados tratando de precisar los cambios radio-

activos, o en probocarlos en las substancias que por regla general no son radioactivas. Cierto o no que hayan logrado la transmutación del cobre en litio—Madam Curie, lo niega—la verdad es que si han logrado transmutar cierto número de elementos en carbón. Los elemento transmutados han sido el silicio, zirconio, titanio, y torio; todos correspondiente al grupo carbono. Esto fué logrado conduciendo la emanación de radio en las disoluciones de las sales de dichos elementos.

Ahora bien, si estas transmutaciones han sido genuinas, nos encontramos verdaderamente en la víspera de una revolución que remodelará toda la Química. Si la materia es energía; y la transmutación de la materia consiste simplemente en convertir una forma de la energía en otra, bien tenemos derecho a esperar ver en nuestros propios días ciertas cosas que cambiarán verdaderamente la faz del mundo. ¡Y todas estas cosas nacen en los frascos y tubos de ensayo de los laboratorios de experimentación!

CAPÍTULO XXXV

MANGANESO

Historia.—El manganeso parece haber sido usado por los egipcios antiguos y por los romanos para blanquear el vidrio. Plinio, menciona este uso bajo el nombre de "magnes." J. H. Pott probó, en 1740, que la pirolusita no era un óxido de hierro, como se suponía, y preparó un número de sales de esta substancia. K. W. Scheele (1774) hizo investigaciones importantes sobre el manganeso; y T. Bergman (1774) basado en las investigaciones de Scheele, afirmó que la pirolusita contenía un nuevo metal, que fué después aislado por J. H. John, en 1807.

Relaciones Químicas del Elemento.—El manganeso está actualmente solo en el lado izquierdo de la columna octava de la tabla periódica. El lado derecho pertenece a los halógenos. No es nunca univalente, como los halógenos; pero el heptóxido, Mn_2O_7, y su ácido correspondiente, el acido permangánico, $H\ MnO_4$, están en varios modos relacionados íntimamente con el heptóxido de cloro y con el ácido perclórico $HClO_4$. Entre los óxidos bajos de manganeso, el MnO es básico; el Mn_2O_3 débilmente básico y el MnO_2 débilmente ácido; el MnO_3 más fuertemente ácido; y el ácido permangánico (del Mn_2O_7) es muy activo. Por el contrario de los óxidos escasamente ácidos y básicos, como aquéllos del zinc, aluminio y estaño, los óxidos básicos de manganeso no son ácidos del todo; y los óxidos ácidos, exceptuándose el MnO_2, no son básicos. Existen, pues, cinco grupos de compuestos algo bien definidos y que presentan cinco valencias diferentes. Entre ellos el primero, cuarto y quinto, son los más estables y de mayor importancia.

1. *Compuestos Manganesos:* MnO, $Mn(OH)_2$, $MnSO_4$,

etc. Estos compuestos se asemejan a aquéllos del grupo magnesio (y del Fe^{++}). Las sales de los ácidos débiles, tales como el carbonato y el sulfuro, se hacen fácilmente; y los haloides son muy escasamente hidrolizados. Las sales tienen color, rosado pálido.

2. *Compuestos Mangánicos:* Mn_2O_3, $Mn(OH)_3$, $Mn_2(SO_4)_3$, ($MnCl_3$). Las sales se parecen en su comportamiento a las sales crómicas y del aluminio; pero son todavía menos estables que aquéllas del plomo cuadrivalente. Se hidrolizan completamente con muy poca agua.

3. *Manganitos:* MnO_2, H_2MnO_3, $CaMnO_3$. Los manganitos alcalinos son fuertemente hidrolizados, igual que los plumbatos y los estannatos.

4. *Manganatos:* MnO_3, H_2MnO_4, K_2MnO_4. Las sales se parecen mucho a los sulfatos y a los cromatos; pero son mucho más fácilmente hidrolizadas. El ácido libre se asemeja al ácido clórico en que al ser descompuesto da un ácido más alto ($HMnO_4$), y un óxido más bajo (MnO_2). Las sales son verdes.

5. *Permanganatos:* Mn_2O_7, $HMnO_4$ (hidratado). $KMnO_4$. Las sales se asemejan a los percloratos; y no son hidrolizadas con el agua. Tienen un color rosado-púrpura.

Se verá que el manganeso cambia totalmente su carácter con el cambio de valencia, y en cada forma de combinación se asemeja con algún grupo de elementos de valencia idéntica. Puesto que la valencia representa el número de electrones perdidos o ganados por cada átomo, será evidente que las propiedades químicas de un elementos dependen más de la constitución eléctrica que del peso atómico. La última es una propiedad secundaria y dependiente de la primera.

Origen.—El óxido principal es la pirolusita MnO_2, que contiene siempre los compuestos de hierro. Los otros minerales son la braunita Mn_2O_7; la forma hidratada, manganita $MnO(OH)$; hausanita Mn_3O_4, y el espatomanganeso $MnCO_3$. El metal se obtiene más fácilmente reduciendo un óxido con el aluminio por el método de Goldschmidt.

El metal manganeso tiene un color grisoso ligeramente rojo. Se oxida superficialmente con el aire; y desplaza fácilmente el hidrógeno de los ácidos diluídos, dando las sales manganosas. Su aleación con el hierro, en el hierro de spigel (5–15% de manganeso), y en ferro-manganeso (70–80% de manganeso) se hace usando los óxidos de manganeso con la carga en la estufa de fundición, y añadiendolos al hierro en las preparaciones especiales. El ACERO DE MANGANESO (7–20% de Mn) es excesivamente duro aun al ser enfriado lentamente. Se usa en las maquinarias de triturar las rocas, y en las cajas de seguridad. El alambre hecho de una aleación llamada MANGANINO (Cu 84%, Ni 4%, Mn 12%), inventado por Wéston, se usa en la fabricación de los instrumentos para medidas eléctricas, porque su resistencia no se altera con los cambios moderados de la temperatura.

Óxidos.—El *Óxido Manganoso* MnO, es un polvo verde; hecho reduciendo cualquiera de los demás óxidos con el hidrógeno. La HAUSANITA Mn_3O_4, es roja. Un óxido que tiene esta misma composición se forma cuando se calienta cualquier otro de los óxidos en el aire; teniendo lugar la oxidación o la reducción, según el caso.

El *Oxido Mangánico* Mn_2O_3; es castaño negrusco, y se forma calentando cualquiera de los óxidos en el oxígeno.

Dióxido de Manganeso MnO_2 es negro; y se prepara más fácilmente en la condición pura con la ignición lenta del nitrato manganoso. Las formas hidratadas se producen con la precipitación, o bien añadiendo un hipoclorito o hipobromito al hidrato manganoso suspendido en agua. El dióxido de manganeso no es un peróxido en el sentido restrigido; es decir, no contiene el radical O_2; y por lo tanto, no da el peróxido de hidrógeno. Su fórmula de reacción es $Mn(O)_2$ y no $Mn(O_2)$; en doble descomposición da únicamente agua $H_2(O)$. Se usa para fabricar el cloro, aunque está últimamente siendo substituido por los procesos electróliticos. En la fabricación del vidrio se usa para oxidar el ferrosilicato verde, derivado de las

impurezas de la arena y del compuesto férrico amarillo pálido. El color amatista del silicato mangánico formado, tiende a neutralizar el color amarillo.

El TRIÓXIDO DE MANGANESO MnO_3, es un polvo rojo, e inestable. El HEPTÓXIDO DE MANGANESO Mn_2O_7, es un aceite volátil, castaño verdoso.

Cuando cualquiera de estos óxidos se calienta con un *ácido,* se forma una sal de manganeso. Las sales de esta clase son, de hecho, las únicas substancias estables en las cuales el manganeso se combina con una radical ácida. En esta acción los óxidos que contiene más oxígeno que el MnO dan el oxígeno, u oxidan el ácido. Cuando los óxidos se calientan con las *bases,* en presencia del *aire,* se forman siempre los manganatos. En este caso, los óxidos que contienen menor proporción de oxígeno que el MnO_3, lo toman del aire.

Compuestos Manganosos.—Las sales manganosas se forman con la acción de los ácidos sobre el carbonato o cualquiera de los óxidos. El CLORURO $MnCl_2$, $4H_2O$, se obtiene en cristales rosado pálido de una disolución hecha tratando el dióxido con el ácido clorhídrico y separando el cloro libertado con la oxidación. El HIDRATO $Mn(OH)_2$, se forma como un precipitado blanco cuando se añade una base soluble a una disolución de una sal manganosa. Este pasa en disolución cuando se añaden las sales de amonio; y no puede ser precipitado en su presencia debido a la formación del hidrato de amonio molecular y a la supresión del yon de hidrógeno. El hidrato se ennegrece rápidamente al ser expuesto en el aire y se vuelve óxido mangánico hidratado MnO(OH).

El *Sulfato Manganoso* da los cristales rosados de un hidrato. Abajo de los 6,° C la disolución deposita el $MnSO_4$, $7H_2O$. Entre los 7,° y 20,° el producto es $MnSO_4$, $5H_2O$, asimétrico y se asemeja al $CuSO_4$, $5H_2O$. Arriba de 25,° se obtienen los prismas monosimétricos del $MnSO_4$, $4H_2O$.

El *Carbonato Manganoso* $MnCo_3$, es un polvo blanco; formado con la precipitación. El SULFURO MnS, se obtiene

como un polvo cristalino verde, pasando sulfuro de hidrógeno sobre cualquiera de los óxidos. El SULFURO MANGANOSO MnS, amorfo, color de carne (algo hidratado), es más familar, y se precipita con el sulfuro de amonio de las sales manganosas. Interacciona con los ácidos minerales, aun con el ácido acético, y no puede ser precipitado con la acción del sulfuro de hidrógeno sobre las sales.

Las sales manganosas de los ácidos débiles se ennegrecen al ser expuestas en el aire; y se oxidan dando el óxido mangánico hidratado. Como se ha visto, el hidrato manganoso es similarmente oxidado; y estas sales son precisamente las que deben abastecer el hidrato en la hidrolisis. Si bien es verdad que existe una semejanza general entre las sales manganosas y las sales estannosas, cromosas y ferrosas, sin embargo, las sales manganosas de los ácido activos no se oxidan con el aire como lo son las sales correspondientes de los otros tres metales.

Compuestos Mangánicos.—La base de este grupo de compuestos, el HIDRATO MANGÁNICO $Mn(OH)_3$ se deposita lentamente con la acción del aire sobre una disolución amoniacal de una sal manganosa en las sales de amonio. El CLORURO MANGÁNICO $MnCl_3$, está presente en el líquido obtenido con la acción del ácido clorhídrico sobre el dióxido de manganeso; pero pierde muy fácilmente el cloro.

Manganitos.—Aun cuando el dióxido de manganeso interacciona al ser fundido con el hidrato de potasio, no se forman las sales simples derivadas del H_2MnO_3 ($= H_2O$, MnO_2) o H_4MnO_4 ($= 2H_2O$, MnO_2). Los productos son complejos, por ejemplo, $H_2Mn_5O_{11}$. Algunos manganitos menos complejos se forman mezclando el cloruro manganoso (disolución) con cal apagada; y soplando aire sobre la masa obtenida de los hidratos de calcio y de manganeso. Los manganitos de calcio, tales como, el $CaMnO_3$ ($= CaO$, MnO_2) y el $CaMn_2O_5$ ($= CaO$, $2MnO_2$) se forman como sigue:

$$Ca(OH)_2 + Mn(OH)_2 + O_2 = CaMn_2O_5 + 3H_2O$$

Manganatos.—Cuando uno de los óxidos de manganeso se funde con carbonato de potasio y nitrato de potasio, se obtiene una masa verde. El extracto acuoso verde deposita los cristales de MANGANATO DE POTASIO K_2MnO_4, que tienen la misma forma que los del sulfato de potasio; y son casi negros:

$$K_2CO_3 + MnO_2 + O = K_2MnO_4 + CO_2$$

El ácido H_2MnO_4 es desconocido. La sal de potasio permanece incambiable en disolución en presencia de álcali libre. Cuando la concentración del yon de hidrógeno es reducida con la dilución; o mejor todavía, cuando se usa un ácido débil, por ejemplo, acido acético, para neutralizarla, la sal se descompone según la ecuación siguiente:

$$3K_2MnO_4 + 2H_2O = 4KOH + 2KMnO_4 + MnO_2$$

Es decir, se obtiene un precipitado de dióxido de manganeso y además, una disolución de permanganato de potasio.

Permanganatos.—El *Permanganato de Potasio* $KMnO_4$, se prepara con la descomposición del manganato, como ha sido demostrado anteriormente; y se obtiene en cristales purpurinos con lustre verdoso evaporando la disolución. Para evitar la pérdida del manganeso, en dióxido, la acción se ejecuta, comercialmente, pasando ozono por la disolución del manganato:

$$2K_2MnO_4 + O_2 + H_2O = 2KMnO_4 + O_2 + 2KOH$$

El Permanganato de Sodio, $NaMnO_4$, se hace del mismo modo. El ACIDO PERMANGÁNICO es muy activo; es decir, es altamente yonizado en disolución acuosa. Añadiendo ácido sulfúrico a una disolución de permanganato de bario

se puede obtener un hidrato sólido después de haber evaporado el líquido filtrado:

$$Ba(MnO_4)_2 + H_2SO_4 + xH_2O \rightleftarrows BaSO_4 + 2HMnO_4, xH_2O$$

Este hidrato se descompone al ser calentado a los 32,° C, y da el oxígeno y el dióxido de manganeso. Cuando se humedece un poco de permanganato de sodio pulverizado con ácido sulfúrico concentrado, se forman las gotas aceitosas castaño verdosas del ANHIDRIDO PERMANGÁNICO (heptóxido de manganeso) Mn_2O_7. Este compuesto es muy volátil dando los vapores violeta; y es apto a descomponerse violentamente en oxígeno y dióxido de manganeso. Su poder oxidante es tal que los combustibles como el papel, éster y el gas iluminante, se encienden al ser puestos en contacto con él.

El Permanganato de Potasio Como un Agente de Oxidación.—Estas acciones son diferentes si la substancia se usa (1) en disolución ácida, o (2) en disolución neutra.

1. En presencia de un ácido y de un cuerpo oxidable, se forma siempre una sal manganosa. La ecuación esquemática es como sigue:

$$Mn_2O_7 = 2MnO + 5O$$

y muestra que cada dos moléculas de permanganato dan 5 O, para los fines de oxidación. Así cuando se añade ácido sulfúrico a la disolución de permanganato de potasio, y se pasa dióxido de azufre por la mezcla, tenemos:

$$(1)\ 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + (5O)$$

$$(2)\ (5O) + 5H_2SO_3 = 5H_2SO_4$$

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2SO_3 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5H_2SO_4$$

En este caso, puesto que el ácido sulfúrico es un producto, la adición preliminar del ácido sería superflua. En

otros casos la ecuación parcial (1), que muestra el 5 O aprovechable, permanece lo mismo; mientras que la otra ecuación parcial varía con la substancia oxidada. Por ejemplo, con el agente de reducción, sulfuro de hidrógeno, temenos:

$$(2') \quad (O) + H_2S = H_2O + S \times 5$$

y con sulfuro ferroso se obtiene el sulfato férrico:

$$(2'') \quad 2FeSO_4 + H_2SO_4(+O) = Fe_2(SO_4)_3 + H_2O \times 5$$

De modo que, (2′) y (2″) deben ser multiplicados por 5 antes de hacer la suma total.

2. Cuando se calienta el permanganato de potasio seco, se descompone como sigue:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

La disolución neutra oxida las substancias que son agentes de reducción. Los dedos se manchan de castaño con una dissolución acuosa, recibiendo un depósito de dióxido de manganeso, en consecuencia del poder de reducción de las substancias orgánicas de la piel.

Reacciones Analíticas de los Compuestos de Manganeso. —Los yones encontrados comúnmente son: yon-manganoso Mn^{++}, rosado muy pálido, yon-permanganato MnO_4^-, púrpura y yon-manganato MnO_4^{--}, verde. Los compuestos manganosos dan con el sulfuro de amonio el sulfuro color de carne, soluble en los ácidos. Las bases dan el hidrato blanco, que se ennegrece con la oxidación; y es soluble en las sales de amonio.

CAPÍTULO XXXVI

LOS METALES DEL PLATINO

Los elementos raros del grupo octavo según Mendelejeff, se dividen en grupos de tres cada uno. Del mismo modo que el hierro, cobalto y el niquel tienen pesos atómicos similares y casi la misma gravedad específica; el RUTENIO (Ru, p,a 101,7), RODIO (Rh, p,a 103) y el PALADIO (Pd, p,a 106,7) tienen gravedades específicas de 12,26 a 11,5. Similarmente el OSMIO (Os, p,a 191), IRIDIO (Ir, p,a 193) y el PLATINO (Pt, p,a 195,2), forman un terno con gravedades específicas de 22,5 a 21,5. Químicamente, el rutenio presenta una semejanza muy íntima con el osmio; y ambos están aliados al hierro. De manera similar el rodio e iridio, paladio y platino, forman pares naturales.

Los seis elementos se encuentran aleados en pepitas y partículas que se separan de la arena aluvial. El platino constituye de 60–84% del conjunto. Los depósitos principales están en las montañas Urales. En Californio, Australia y en Borneo se encuentran también cantidades pequeñas. Los compuestos se separan con una serie de operaciones químicas algo complejas.

En Honduras se encuentra el platino, particularmente en los departamentos de Gracias y Choluteca, en forma de hojas, granos y pepitas. Es raro y poco buscado.

Historia.—Se supone que Plinio ha hecho referencia al platino bajo el nombre de "aluta." El término "platina del Pinto" para un metal blanco muy parecido a la plata, ha estado por mucho tiempo en uso general entre los Españoles en la América del Sur. "Platina," es la forma diminutiva de la palabra plata; y "Pinto," hace referencia al río donde se encontró. Hubo un tiempo en que

fué prohibida su exportación en la América del Sur por el Gobierno Español, que ordenó que fuera arrojada al mar para evitar su uso en la adulteración del oro. En 1788, el Gobierno Español la compraba por 8 cts la libra, muy posiblemente para adulterar el oro. Actualmente vale más de $1000 la libra. La "Platina del Pinto" llamó la atención a Antonio de Ulloa, quien se supone la introdujo en España en 1735.

En 1748, R. Watson, describió sus propiedades. Antes de 1823, la mayor parte del platino del comercio procedía de la América del Sur. En 1819, fué descubierto en las Montañas Urales; y en 1824 Rusia dió principio a su expotación, y desde aquella fecha la mayor parte del platino del comercio procede de dicho lugar.

En 1802, S. Tennant, descubrió el osmio y el iridio; en 1803–1804, W. H. Wollaston, el rodio y el paladio, y en 1845, A. Claus, descubrió el rutenio. Todos estos metales fueron encontrados durante el estudio del platino nativo. El "Osmio" tomó su nombre de un término griego que significa "olor"; el "iridio," de una palabra griega, arco iris, debido a los tintes cambiantes de sus sales; el "rodio" de la palabra griega, rosa, debido al color de rosa tinta de sus sales; el "paladio" llamado así en honor del planeta Pallas, descubierto el mismo año, 1802, y el "rutenio" del nombre *"ruthen,"* Rusia.

Rutenio y Osmio.—Estos metales son grises igual que el hierro; mientras que los cuatro restantes son blancos y más parecidos al cobalto y al niquel. Se parecen también al hierro en que son los miembros más infusibles de sus series respectivas. Ambos se derriten considerablemente arriba de los 2,000,°C. Igualmente se asemejan al hierro en que se unen fácilmente con el oxígeno libre; mientras que los otros cuatro no poseen esta propiedad. El Rutenio da RuO_2, y aún RuO_4, aun cuando este último óxido se obtiene más fácil indirectamente. El Osmio da OsO_4 ("ÁCIDO ÓSMICO") un cuerpo cristalino blanco, que se derrite a los 40,° y hierve a los 100,° Esta substancia no es verdaderamente un ácido ni siquiera un anhidrido

ácido. La disolución acuosa se usa en Histología, para colorar los tejidos en consecuencia de su reducción en osmio metálico con los cuerpos orgánicos. Es afectado muy particularmente por la grasa. El ácido ósmico endurece el material sin alterarlo. El Osmio forma un FLUORURO cristalino amarillo OsF_8 (p,f, 34,5,°). Debe observarse, que el rutenio y el osmio tienen una valencia máxima de ocho.

Rodio e Iridio.—Estos metales no son atacados con el *agua regia;* los otros cuatro son disueltos más o menos lentamente. Son más duros que el platino. Se asemejan al cobalto en que no tienen las propiedades para formar ácidos. Los compuestos más familiares de iridio son los cloruro complejos: X_3IrCl_6 ($= 3XCl$, $IrCl_3$) y X_2IrCl_6 ($= 2XCl$, $IrCl_4$). Las disoluciones del último son rojas; el ÁCIDO CLORO-IRÍDICO H_2Ircl_6, se encuentra comúnmente en el ácido cloroplatínico comercial, H_2PtCl_6.

Paladio y Platino.—El paladio es el único metal de este grupo que puede ser atacado con el ácido nítrico. El paladio y el platino forman compuestos de la forma, *"oso"* e *"ico":* Pd X_2, y Pd X_4, respectivamente. Los óxidos PdO y PtO; y los hidratos correspondientes son básicos. Cuando son cuadrivalentes, estos metales aparecen principalmente en compuestos complejos, por ejemplo: H_2PtCl_6, y H_2PdCl_6. El platino da también los platinatos derivados del óxido PtO_2.

Paladio.—Cuando está finamente dividido absorve cerca de 800 partes de hidrógeno. La cantidad absorvida varía continuamente con la concentración (presión) del hidrógeno (aunque no según una regla uniforme), y el producto es en parte una disolución sólida. Cuando se usa una lámina de paladio como cátodo de una pila electrólitica absorve más de 900 volúmenes de hidrógeno. El hidrógeno absorvido, en consecuencia de la influencia catalítica del metal, reacciona más rápidamente que el gas puro; y consecuentemente, una lámina de paladio hidrogenado precipitará más rápidamente las disoluciones de las sales de cobre y de otros metales menos electropositivos que el

hidrógeno; y reducirá las sales férricas y otras sales irreducibles:

$$CuSO_4 + H_2 = H_2SO_4 + Cu. \text{ ó } Cu^{++} + H_2 = 2H^+ + Cu$$
$$2FeCl_3 + H_2 = 2FeCl_2 + 2HCl,$$
$$\text{ó } Fe^{+++} + H_2 = 2Fe^{++} + 2H^+$$

Platino.—Este metal es blanco-agrisado y muy dúctil. Con la llama en rojo puede soldarse consigo mismo. No se funde con la llama de Bunsen; pero sí muy fácilmente con el soplete de oxígeno hidrogenado (p,f 1755,°). Debido a su poca actividad química se usa en los aparatos eléctricos, crisoles y demás recipientes usados en los laboratorios. Interacciona con los álcalis fundidos dando los platinatos. Los ácidos oxígenados no tienen acción sobre él; pero debido a su tendencia a formar el yon $PtCl_6^{=}$, (estremadamente estable y complejo) el cloro libre y el yon de cloro en el *agua regia* lo convierten en ácido cloroplatínico H_2PtCl_6.

Este metal condensa el oxígeno en su superficie y éste disuelve el hidrógeno muy fácilmente. Las formas divididas finamente de dicho metal, tales como la ESPONJA DE PLATINO, preparada con la inflamación del cloroplatinato de amonio $(NH_4)_2PtCl_6$; el NEGRO DE PLATINO obtenido con la adición del zinc al ácido cloroplatínico, y los ASBESTOS DE PLATINO, preparados empapando y calentando los asbestos con una disolución de ácido cloroplatínico muestran el proceder anterior más marcadamente y causan la explosión instantánea de una mezcla de oxígeno e hidrógeno, en consecuencia del calor desarrollado con la unión rápida de aquella parte de los gases que se condensan en el metal. Una espiral de alambre fino de platino continúa siendo incandescente aún después de haber sido calentada, al ser sumergida en una mezcla de alcohol metilico (vapores) y de aire (oxígeno). Algunos encendedores de cigarros están basados en este mismo principio. El calor se desarrolla con gran velocidad con la interacción de las substan-

cias en la superficie del platino. La esponja de platino se usa como agente de contacto en la fabricación del trióxido de azufre.

El platino era anteriormente la única substancia que tenía el mismo coeficiente de espansión que el vidrio; y consecuentemente, se fundía en los bombillos incandescentes para suministraba la conexión eléctrica con los filamentos en el interior. Sin embargo, recientemente se ha encontrado otra substancia menos cara para estos fines. Grandes cantidades de platino se consumen en la fotografia, y en la dentisteria. Se usa también para hacer joyas; y en Rusia se emplea en la moneda. El platino es a la fecha doblemente más caro que el oro. La aleación con el iridio se usa siempre que se necesita la resistencia especial contra las influencia químicas y mecánicas; por ejemplo, en los metros legales de referencia internacional, y en las plumas de fuente, etc.

Compuestos de Platino.—El *Cloruro de Platino,* se hace pasando cloro sobre el platino dividido finamente, a los 240–250,°, o calentando el cloroplatino a la misma temperatura. Es grisoso, e insoluble en el agua; pero forma el ácido CLORO-PLATINOSO H_2PtCl_4 soluble con el ácido clorhídrico. Las bases precipitan el HIDRATO PLATINOSO $Pt(OH)_2$ negro, que interacciona con los ácidos, pero no con las bases. Calentado lentamente el hidrato da el ÓXIDO PtO; y más fuertemente, el metal. Con el cianuro de potasio y de bario se forman los CIANURU-PLATINOS: $K_2Pt\ (CN)_4$, $3H_2O$ y $BaPt(CN)_4$, $4H_2O$.

El *Ácido Cloroplatínico* H_2PtCl_6, $6H_2O$, se prepara tratando el metal con el *agua regia;* y forma cristales delicuescentes castaño rosado. El CLORURO PLATÍNICO $PtCl_4$, se obtiene, calentando el ácido cloroplatínico en una corriente de cloro, a los 360°,C. Las bases interaccionan con este ácido dando el HIDRATO PLATÍNICO $Pt(OH)_4$ un precipitado amarillo o castaño. Esta substancia interacciona con las bases y da los PLATINATOS; por ejemplo: $Na_2H_{10}Pt_3O_{12}$, H_2O. Ambos grupos de los compuestos de platino interaccionan

con el sulfuro de hidrógeno, y dan los SULFUROS PtS y PtS_2, respectivamente. Éstos son polvos negros, que se disuelven en la disolución de sulfuro de amonio amarillo, y dan los sulfoplatinatos de amonio, igual que los sulfuros de oro, arsénico y de otros metales.

CAPÍTULO XXXVII

LEY PERIÓDICA

Clasificación de los Elementos

"El objeto primordial de toda clasificación consiste en arreglar los hechos de tal modo, que se pueda acquirir un comando completo sobre ellos, con el menor esfuerzo posible." J. W. Mellor.

Primeros Ensayos de Clasificación.—El descubrimiento de nuevos elementos y la investigación de sus propiedades condujo a los primeros químicos ha reconocer la existencia de ciertas familias o grupos de elementos. Dobereiner, en 1829, llamó la atención acerca de ciertas *ternas* o grupos de tres elementos en las cuales el peso atómico del segundo elemento era el término medio aritmético del primero y tercero. Él observó además, que las propiedades del elemento medio eran intermediarias entre aquéllas de los otros dos. Éste fué el primer ensayo para mostrar que existía una relación entre las propiedades de los elementos y sus pesos atómicos. Los elementos cloro, bromo e yodo forman una terna muy bien marcada:

$$\frac{35{,}5+127}{2}=81{,}2;$$

el peso atómico del bromo = 80, se aproxima al medio, = 81,2.

Otros ensayos fueran hechos de tiempo en tiempo, pero no fué sino hasta en 1860–1870 cuando se admitió un sistema de clasificación. Newlands, en 1863–1864, llamó la atención sobre el hecho de que cuando los elementos

son arreglados en el orden de sus pesos atómicos muestran una regulatidad muy sorprendente. Él dijo que "las propiedades de cada elemento paracen repetírse en cierto modo por aquéllas del octavo elemento que le sigue." Esta relación se llama, *ley de octavas.* El sistema de Newlands, aun cuando contiene varios de los principios usados hoy dia, sin embargo, no fué muy bien aceptado. Mendelejeff, químico ruso, en 1860, atrajo la atención del mundo cientifico al formar un sistema de clasificación que, por vez primera, ponía todos los elementos en un plan comprensivo de mutua relación, basado en los pesos atómicos de los mismos. Meses después, Lothan Meyer, alemán, lanzó su sistema similar de clasificación elaborado independientemente del de Mendelejeff. Si bien es cierto que Meyer hizo mucho por la clasificación de los elementos, hoy se reconoce a Mendelejeff como el creador o fundador del sistema en cuestión; y éste lleva su nombre. Además, Mendelejeff, al elaborar su sistema lo defendió brillantemente contra los ataques de sus enemigos.

Ley Periódica.—Principiando con litio arreglaremos los demás elementos en el orden de sus pesos atómicos:

Litio	Glucinio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
7	9	11	12	14	16	19

El litio es un elemento con propiedades fuertemente metálicas y básicas; el glucinio, Be, es menos metálico; el boro tiene algunas propiedades metálicas, pero generalmente actúa igual que un metaloide; el carbono forma ácidos débiles; el oxigeno es característicamente ácido; el flúor, al final, es el elemento más pronunciadamente ácido. Por lo tanto, los siete elementos muestran una gradación en sus propiedades: desde un metal bien marcado hasta un elemento de carácter fuertemente ácido. Una transcisión similar puede ser observada en las otras propiedades al pasar del litio al flúor. Así pues, las propiedades parece que varían con los pesos atómicos; dicho matemáticamente, las propiedades son funciones de

los pesos atómicos. El sodio, elemento octavo después del litio, se asemeja intimamente a éste, y puede ser colocado directamente abajo dando principio a otra linea horizontal:

Litio	Glucinio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor
7	9	11	12	14	16	19
Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro
23	24	27	28	31	32	35,5

El mangnesio repite las propiedades del glucinio; y las características del boro ocurren en aluminio. Es decir, el elemento octavo repite las propiedades de aquél tomodo como primero. El silicio, entonces, debe ser igual al carbono; y el fósforo semejante al nitrógeno. Esto es la verdad. Puesto que las propiedades se repiten con intérvalos, éstas se dice que son periódicas; o tal como lo expresa Mendelejeff: "se observa una repetición periódica cuando todos los elementos se colocan en el orden de sus pesos atómicos."

Periodos Cortos y Largos.—La table en la página 411 está arreglada conforme a los principios de clasificación anteriores. Omitiendo, por el presente, la primera columna vertical marcada Serie O; los siete elementos, principiando del litio al flúor forman una serie horizontal denominada un *periodo corto.* El grupo de elementos incluyendo del sodio al cloro forman el segundo periodo corto. Principíando en la próxima linea con el potasio se encuentra que las propiedades metálicas no desaparecen tan pronto como en el primer y segundo periodo corto. El magnesio, séptimo elemento, tiene algunas propiedades metálicas muy bien conocidas. El hierro no se coloca debajo del potasio sino que en la octava columna con cobalto y niquel. Hay un aumento gradual en las propiedades metálicas, al pasar de estos tres elementos al cobre, mucho más metálico. Los elementos del cobre al bromo muestran un descenso en las propiedades metálicas y un aumento en las ácidas, hasta llegar al elemento bromo fuertemente

ácido. Tenemos, pues, una serie de diez y siete elementos: principiando con potasio y terminando con bromo. Esta se conoce como un *periodo largo.* Los elementos del rubidio al yodo constituyen el segundo periodo largo. En este periodo, los elementos de la serie octava: rutenio, rodio y paladio, forman un puente en la transición de las propiedades de la serie séptima a la primera.

Familias o Grupos de Elementos.—Es evidente por la naturaleza periódica de la clasificación, que todos los elementos de una de las series verticales tienen ciertas semejanzas. La afinidad, sin embargo, es más íntina en unos casos que en otros. Así, en la Serie II, calcio, estroncio y bario están mucho más íntimanente aliados entre si que para con el magnesio, zinc, cadmio y mercurio. Estos cuatro últimos forman un grupo relacionado íntimamente entre si. Es decir, los elementos más íntimamente relacionados no son sucesivos síno que alternan en una serie vertical. El objeto de este arreglamiento alternado es para dividir cada serie vertical en dos familias o grupos. En la Serie VI, el cromo y el molibdeno están en una misma familia; y por otra parte, el azufre, selenio y el teluro forman la otra. Los elementos halógenos: cloro, bromo e yodo, en la Serie VII, presentan uno de los mejores ejemplo de un grupo íntimamente relacionado. El litio, potasio, rubidio y cesio, en la Serie I, son un grupo de metales blandos, cerosos y de mucho lustre y con un punto de ebullición bajo. Ellos descomponen fácilmente el agua y forman bases cáusticas. El estudio de sus propiedades muestra que, una transición gradual en las propiedades siempre acompaña al aumento del peso atómico. Una variación similar en las propiedades, de conformidad con el aumento en el peso atómico en una serie vertical, es ampliamente demostrada con el estudio del grupo halógeno. A la cabeza de cada serie vertical están colocadas algunas fórmulas generales para los óxidos e hidratos de los elementos en las series debajo, R es el símbolo general para un átomo del elemento en consideración. Así, en la Serie I, la fórmula general del

óxido es R_2O; y tenemos los óxidos siguientes: Li_2O, Na_2O, K_2O, Ca_2O, y así sucesivamente. Estas fórmulas generales pueden ser extendidas para incluir otros compuestos, tales como el cloruro, nitrato y el sulfato:

SERIE I

	Fórmula	Ilustración
Óxido	R_2O	K_2O
Hidrato	ROH	KOH
Cloruro	RCl	KCl
Nitrato	RNO_3	KNO_3
Sulfato	R_2SO_4	K_2SO_4

SERIE II

	Fórmula	Ilustración
Óxido	$R_2O_2(=2RO)$	CaO
Hidrato	$R(OH)_2$	$Mg(OH)_2$
Cloruro	RCl_2	$HgCl_2$
Nitrato	$R(NO_3)_2$	$Zn(NO_3)_2$
Sulfato	RSO_4	$BaSO_4$

SERIE III

	Fórmula	Illustración
Oxido	R_2O_3	Al_2O_3
Hidrato	$R(OH)_3$	$Al(HO)_3$
Cloruro	RCl_3	$AlCl_3$
Nitrato	$R(NO_3)_3$	$Al(NO_3)_3$
Sulfato	$R(SO_4)_3$	$Al(SO_4)_3$

Como se verá fácilmente con el estudio de estas fórmulas generales, hay un aumento regular en la valencia, a medida que se procede de la serie primera hacia la séptima.

Posición de los Gases Inertes y del Hidrógeno.—Con el descubrimiento del argón y de los otros gases inerte, hubo considerable discusión acerca de sus lugares apropiados en el sistema periódico. Puesto que no se conoce hasta la fecha compuesto alguno de estos elementos, no pueden ser correctamente colocados en ninguna de las series verticales. Por consiguiente, se ha considerado ventajoso formar una serie vertical separada para estos elementos al principo de la clasificación y llamarla Serie O.

Como se notará, el hidrógeno no ha sido colocado en la tabla dada en la página 411, debido a que posee el peso atómico más pequeño, y su posición natural sería al principio de la clasificación. Sin embargo, al ser colocado en la Serie O, sería clasificado con los elementos inertes de los cuales el hidrógeno difiere notablemente en sus propiedades. Una dificultad similar se tendría si fuera colado en la Serie I, que contiene los metales alcalinos. A la fecha la posición del hidrógeno es tan incierta, que ha sido preferible no incluirlo en algunas de las tablas periódicas.

Significación de los Espacios Vacantes en la Tabla.—Se notará, que las series de los elementos están casi completas hasta llegar al peso atómico de 145; y que por otra parte, entre los elementos de mayor peso atómico existen varias vacancias. Ha habido considerable especulación acerca del significado de estos vacios o espacios; y debe esperarse que, quizás, en el futuro se descubrirán nuevos elementos para llenar estos espacios.

Valor del Sistema Periódico.—*El sistema de Mendelejeff ha sido de grandísima importancia para predecir el descubrimiento de nuevos elementos.* De hecho, en el año inmediatamente después del anuncio de la ley, y cuando su validez era más discutida, la realización de las predicciones hechas por Mendelejeff acerca de la existencia y propiedades de los elementos desconocidos entonces, dió muestras sorprendentes acerca de la corrección del nuevo sistema de clasificación. La tabla siguiente muestra las

predicciones y su realización en el caso de un elemento que Mendelejeff llamó *eka-alumino,* y que hoy se conoce con el nombre de galio:

Propiedades	Predichas	Descubiertas
Peso Atómico	Cerca de 69	69,9
Punto de Fusión	Bajo	30,1
Gravedad Especifica	Cerca de 5,9	5,93
Acción en el Aire	Ninguna	Ligeramente oxidado a calor en rojo
Acción en el Agua	Descompónese a calor en rojo	Descompónese a temperaturas elevadas

Las predicciones de Mendelejeff, y su verificación posterior fueron igualmente sorprendentes en los casos de *eka-boro* (escandio) y eka-silicio (germanio).

El segundo uso de la clasificación tiene por objeto el arreglo y revisión de los pesos atómicos. En los primeros días de la clasificación muchos de los elementos estaban incorrectamente colocados. Esto, quizás, era debido a la incorrección de los valores de los pesos atómicos. Esta incorrección condujo necesariamente a la determinación exacta de los pesos atómicos. En varios casos los resultados obtenidos permitían colocar los elementos en la tabla conforme a su afinidad o parentesco propio. La indagación química ha sido altamente estimulada por estas revisiones de los pesos atómicos.

El desarrollo del estudio sistemado de los elementos ha sido el mayor servicio prestado por la ley periódica. El conocimiento de los parentescos, ha simplificado la determinación de las propiedades físicas y químicas no sólo de los elementos sino que también de sus compuestos. Aun cuando el sistema de Mendelejeff no es perfecto, y no ha sido encontrada la relación numérica exacta, la clasificación periódica es de inmenso valor para el estudiante de Química Descriptiva.

Y para terminar, copiaremos las palabras textuales del Profesor Mendelejeff:

"Una ley natural acquiere únicamente valor cientifico cuando da resultados prácticos; es decir, cuando conduce a las conclusiones lógicas que elucidan los fenómenos hasta entonces inexplicados, cuando se dirige hacia los origenes hasta entonces desconocidos y especialmente cuando hace predicciones que pueden ser verificadas con la experimentación."

APÉNDICE I

COMPUESTOS ORGÁNICOS

I. Origen de la Celulosa

"La armonia de la Naturaleza se revela más claramente en sus objetos más diminutos." Plinio.

Células Vegetales.—Cuando se examinan con el microscopio los tejidos de las plantas, éstos pueden descomponerse en una hueste vastísima de lo que Roberto Hooke (1665) llamó "cajitas o células distintas unas de otras." La forma normal de una simple célula es aproximadamente esférica; pero cuando están agrupadas entre si dan formas más o menos poligonales. Cada célula vegetal está envuelta con una PARED-CELULAR de celulosa. La célula no es comúnmente una cámara hueca sino que está más o menos llena completamente de una substancia viscosa, translúcida e incolora, llamada PROTOPLASMA. El protoplasma contiene generalmente un cuerpo redondo, que parece poseer una forma más densa y espesa de protoplasma. Esta se llama NUCLEO.

El protoplasma se encuentra tanto en las plantas como en los animales. Tiene una composición muy compleja. Contiene: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre, y también proporciones muy pequeñas de potasio, calcio, magnesio y hierro. A la fecha no se sabe cómo están combinados estos elementos. La propiedad más notable del protoplasma es la posesión de la vida. En esto difiere de todas las demás substancias. El protoplasma viviente de las células, es la base o el asiento de todos los procesos vitales de las plantas y de los animales. La pared-celular está formada por el protoplasma; y la

elaboración posterior de las demás es debido a su actividad. Las plantas crecen con la sub-división de ciertas células en dos, cada una de éstas aumenta de tamaño, y se subdivide de nuevo. De este modo el proceso continúa por un término ilimitado.

Contenidos de la Célula.—Además del protoplasma, la célula contiene comúnmente un número de cuerpos sin vida—gránulos alimenticios (almidón, substancias proteicas, etc.); pigmentos (clorofila, etc.); gotas de aceite; materias excretorias, de ningún valor evidente para la planta; y los alcaloides: estricnina, morfina, nicotina, etc. Algunos de los alcaloides son los principios activos usados en medicina. Las células y sus contenidos están también saturados con agua que contiene diferentes substancias—orgánicas e inorgánicas—en disolución.

Las Eleboraciones de las Células Vegetales.—Los contenidos protoplasmáticos de la mayoría de las células desaparecen con el tiempo; y éstas se modifican en una variedad de formas, que se adaptan a las diferentes funciones de la plata. Las células pueden agruparse en una misma dirección para formar las fibras elongadas; v,g, fibras del algodón, cáñamo, etc.; los finales de éstas pueden ser absorvidas para formar tubos y fibras continuas; la pared-celular puede permaner simplemente como una película delgadísima de celulosa, o puede ser poco más o menos engruezada con las secresiones del protoplasma, por ejemplo: la celulosa del dátil. La celulosa puede estar impregnada con substancias secundarias para formar el *lignino* de la madera, el *suberino* del alcornoque, etc.

Las diferentes partes de todas las plantas, árboles, etc., están hechas de células vivas o muertas; y consiguientemente, tan pronto como se seca la savia no queda sino la celulosa y las otras substancias secundarias contenidas en la savia, o que fueron elaboradas por la celulosa. *La celulosa es el constituyente predominante de todos los tejidos vegetales;* y algunos botánicos la llaman: "la base estructural de las plantas." La *leña* es celulosa impura, el algodón, lino, cáñamo y el ramio son formas casi puras

de celulosa. Ésta tiene vastísima aplicación en las artes e industria; v,g, en la fabricación del papel, etc.

Papel.—El papel se hace de la pulpa del lino y de los trapos viejos de hilo, etc. Esta pulpa se obtiene hirviendo las diversas formas del lino con un álcali (hidrato de sodio o de potasio) y agitándola fuertemente, hasta lograr una substancia uniforme. Esta puede ser blanqueada. La pulpa se coloca después sobre una tela metálica y se comprime por medio de rodillos, y finalmente se seca. En las clases de papel ordinario se usa la madera, la paja, y otras fibras vegetales. El papel de filtrar es casi celulosa pura.

II. Ósmosis

Es una función en virtud de la cual las substancias extrañas penetran en el interior de los vegetales; todos los órganos permeables de las plantas contribuyen a esta función, especialmente la raíz. La absorción de las substancias más o menos flúidas que rodean a la planta se verifica por las radículas o filamentos de la raíz, las cuales terminan en vesiculas celulares a través de las cuales tiene lugar el proceso osmótico. Esta función es natural en todas las plantas, tanto celulares como vasculares; se explica así: porque siendo más densos los flúidos del organismo vegetal que los que lo rodean en toda su superficie se establece una corriente de endosmosis, o sea del exterior al interior, en virtud de la cual las substancias menos densas penetran a través de las paredes celulares hacia las substancias más densas, debido a la tendencia al equilibrio en la densidad.

La fuerza absorvente de las raíces es considerable y está en razón directa de la densidad de los líquidos que residen en el organismo vegetal, y de la presión atmosférica, que por ser fundamental, actúa en todas direcciones.

III. Propiedades de la Celulosa

La celulosa es una substancia incolora, no cristalina, insoluble en el agua, en el alcohol y en la mayoría de los disolventes ordinarios. Se disuelve lentamente al ser hervida con los ácidos y álcalis, y es más fácilmente disuelta con una disolución amoniacal de hidrato de cobre —*reactivo de Schweitzer*. Añadiendo un ácido al disolvente se precipita una substancia muy parecida a la celulosa. El análisis de la celulosa da los datos siguientes:

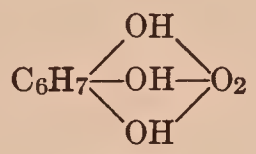
Carbono	Hidrógeno	Oxígeno (por diferencia)
44,4	6,2	49,5%

Esto está de acuerdo con la fórmula empirica $C_6H_{10}O_5$. A la fecha no se sabe su peso molecular; y consiguientemente, y de manera aproximada la fórmula—$C_6H_{10}O_5$—puede tomarse como representante de los constituyente de la molécula.

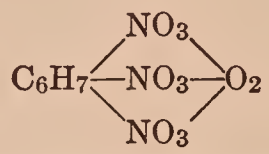
Acción del Acido Sulfúrico Sobre La Celulosa.—El ácido sulfúrico concentrado convierte la celulosa en una substancia parecida al azúcar—DEXTROSA-; pero al ser colocada por algunos minutos en un evaporador con una mezcla de ácido sulfúrico y agua, en volúmenes iguales, la celulosa se convierte en una substancia parecida al pergamino. Los ácidos pueden ser removidos lavándolos con agua y amoníaco diluído.

Acción del Acido Nítrico Sobre La Celulosa.—Cuando el algodón limpio y seco se humedece por algunos minutos con una mezcla de ácido nítrico (fumigante) y tres volúmenes de ácido sulfúrico concentrado, y se lava después muy bien, el algodón seco retiene su apariencia general—color, estructura, etc.—; pero aumenta su peso cerca de un cincuenta por ciento. Al ser martillado explota violentamente, sin embargo, puede ser encendido con una cerilla y no producirá tal explosión sino que arderá rápidamente. El algodón tratado de la manera antes dicha,

se llama ALGODÓN PÓLVORA O TRINITROCELULOSA. El análisis del algodón pólvora da la fórmula empirica siguiente: $C_6H_7N_3O_{11}$. Se cree que el ácido nítrico fumigante remueve tres grupos del hidroxilo (OH) e introduce tres grupos del nitroxilo $(NO)_3$.



celulosa.



algodón pólvora, trinitrocelulosa

Algunas veces estas fórmulas son duplicadas, suponiéndose que la de la celulosa es como sigue: $C_{12}H_{20}O_{10}$. Se supone además, que la función del ácido sulfúrico en la preparación del algodón consiste en remover el agua tan ponto como se haya formado; y de este modo mantiene la fuerza del ácido nítrico.

Colodión.—Cuando se trata la celulosa con el ácido nítrico ordinario, se forma una DINITROCELULOSA $C_6H_8(NO_3)_2O_3$. Ésta se conoce comercialmente con el nombre de piroxilina o algodón pólvora soluble. Por el contrario de la celulosa y del algodón pólvora la piroxilina es soluble en el alcohol y en el éter. La disolución se conoce por COLODIÓN. El colodión se usa en cirugía y en fotografia.

Celuloide.—Esta substancia se prepara del algodón pólvora, alcanfor y alcohol.

Pergamino Vegetal.—Se prepara sumergiendo, por medio minuto, el papel de filtrar en una mezcla de ácido sulfúrico y agua. Después se lava con agua. Se usa en los experimentos de diálisis, etc.

IV. ALMIDÓN

Extracción.—Las células de las patatas, maíz, etc., contienen una multitud de gránulos redondos de almidón blanco. Los granulos del almidón y otros diminutos de una

substancia nitrogenada llamada, GLUTEN, parece que son almacenados por la planta; bien para la nutrición del embrión cuando gerniman las semillas o para suministrar alimento a las plantas jóvenes, etc.

Propiedades del Almidón.—Cuando se examinan los gránulos del almidón con el microscopio—especialemente en la luz polarizada—su estructura curiosamente estriada se hace aparente. Puesto que los gránulos de diferentes almidones tienen diversa estructura, éstos pueden ser fácilmente distinguidos con el examen microscópico. El análisis del almidón da números similares a los obtenidos en el caso de la celulosa; y la fórmula empirica es la misma para ambas substancias: $C_6H_{10}O_5$. El peso molecular no se conoce hasta la fecha. El almidón es virtualmente insoluble en el agua fría; pero al ser hervida, los gránulos se inflaman y forman finalmente una *pasta*. Una disolución de yodo en otra acuosa de yoduro de potasio colora azul el almidón. El color se desvanece al calentar la disolución, pero reaparece con el enfriamiento. Esta coloración característica del yodo sirve en el examen del mismo.

Destrina.—Cuando se calienta el almidón a los 200–220°, se forma una especie de destrina. Una substancia similar se obtiene hirviendo el almidón con una disolución de ácido sulfúrico diluído (2%) o ácido nítrico (2%) hasta que la mezcla no da la coloración azul con el yodo. Cuando la disolución resultante se evapora, se obtiene un líquido espeso, usado como goma. El análisis de la destrina da la misma fórmula empirica que la del almidón y de la celulosa—$C_6H_{10}O_5$. Es fácilmente soluble en el agua. La destrina, el almidón y la celulosa al ser hervidos con ácido sulfúrico concentrado dan el dióxido de carbono, carbono y el dióxido de azufre. Una disolución de destrina se colora de rojo con el yodo.

V. Azucares

En la savia de varias plantas se encuentran azúcares de diferentes clases. Por ejemplo: el *azúcar de caña* se encuentra en la caña dulce; y una variedad algo parecida se encuentra también en el arce y en las raíces de la remolacha, zanahoria, etc;

Extracción de la Caña de Azúcar.—Se extrae triturando la planta entre rodillos calientes y neutralizando el jugo algo ácido resultante con leche de cal. El líquido clarificado se evapora bajo presión reducida hasta que alcanza el punto de cristalización. El líquido-madre, llamado *miel o molaza,* se cuela de los cristales de azúcar bruto o mascabado. Esta última se refina con disolución en agua, se filtra con carbón animal para remover las materias colorantes, y el líquido incoloro resultante se evapora bajo presion reducida—*en tachos al vacio*—hasta obtener los cristales y un jarabe. El líquido caliente se coloca á moldes cónicos y se deja enfriar. El jarabe se cuela y los *pilones de azúcar.* La llamada comúnmente *azúcar cristalina* se hace separando el jarabe de los cristales por medio de una máquina centrífuga.

Propiedades del Azúcar de Caña o Sarcarino.—El azúcar de caña forma cristales largos, transparentes y blancos, que se funden o derriten a los 160 grados. La masa no cristalina, y ambarina, forma con el enfriamiento el *alfeñique.* El azúcar al ser calentado cerca de los 210°, pierde el agua, se distende, y forma una masa castaño llamada *caramelo,* que se usa para colorar la cerveza, vinagre, etc. El análisis de la caña de azúcar de la fórmula empirica: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Una disolución acuosa de caña de azúcar desvía un rayo de polarización hacia la *derecha;* y después de hervida prolongadamente en agua, la disolución desvía el rayo hacia la *izquierda.* El azúcar entonces se dice haber sido *invertido.* El azúcar invertido es una mezcla de dos clases de azúcar—una se llama LEVULOSA O FRUCTUOSA, y la otra, DEXTROSA O GLUCOSA. La primera

dobla un rayo de luz polarizada hacia la izquierda; y la segunda hacia la derecha. Ambas variedades tienen la misma composición empirica: $C_6H_{12}O_6$. Por tanto, durante la inversión, el azúcar de caña se une con una molécula de agua y divide probablemente dos partes. La reacción se representa como sigue:

$$\underset{\text{Azúcar de caña}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + \underset{\text{Fructuosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

La inversión del azúcar de caña se aumenta muy notablemente en velocidad con un ácido—aunque sea con el ácido carbónico-.

Fermentación Alcohólica.—Cuando se añade un poco de levadura, (una masa de plantas vivientes) a una disolución de glucosa a los 30°, la cantidad pequeña del *zimaso* descompone gradualmente el azúcar. Hay un desprendimiento rápido de burbujas de dióxido de carbono. Al mismo tiempo se acumula en el líquido el alcohol etilico: C_2H_5OH:

$$C_6H_{12}O_6 = 2CO_2 + 2C_2H_5OH$$

La levadura fermenta también la fructuosa $C_6H_{12}O_6$, con el mismo resultado, aunque más despacio; así pues, al ser colocada la levadura en el azúcar invertido descompone primero la glucosa y después la fructuosa.

El zimaso no actúa sobre la sucrosa (azúcar de mesa), pero el sucraso hidroliza la sucrosa del mismo modo que un ácido diluído dando el azúcar invertido. La última se descompone después con el zimaso; y de este modo el azúcar de caña en disolución, es fermentado por la levadura en alcohol y en dióxido de carbono; igual que la glucosa, aunque más lentamente.

En la fabricación del VINO: la glucosa contenida en el jugo de la uva se fermenta con una especie de levadura encontrada en la piel o corteza de la uva.

El Alcohol Comercial se obtiene del almidón de patatas o del maíz. Cuando la cebada germina se forma un *enzimo,* llamada AMILASA (o sea un fermento que divide el almidón) o diastasa. El material seco se llama MALTA. Cuando ésta se mezcla con almidón y agua, el amilasa hidroliza el almidón y da la maltosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Esta última es posteriormente hidrolizada por la levadura y da la glucosa: $C_6H_{12}O_5$; y ésta a su vez es descompuesta con el simaso en alcohol y dióxido de carbono.

El Whisky (cerca de 50% de alcohol) se prepara tratando del modo antes dicho el almidón de centeno, maíz o cabada; y destilando después para separar el alcohol (whisky). La CERVEZA se prepara similarmente de varias clases de granos, especialmente de la cebada; pero no se destila el líquido fermentado.

Enzimos.—La levadura consistente de células microscópicas, y pertenece a un orden inferior de las plantas. Su uso consiste en el hecho de que durante la multiplicación (división de las células) segrega dentro de cada célula dos substancias solubles muy activas. Estas son el SIMASO y el SUCRASO y que corresponden a una clase de substancias orgánicas, llamadas ENZIMOS. El sucraso, como su nombre lo indica quiere decir, "partidor del azúcar." Los enzimos producen cambios químicos muy notables únicamente con su presencia (acción de contacto).

Alcohol Etilico C_2H_5OH.—El alcohol común está relacionado con el etano C_2H_6; y tiene un grupo hidroxilo en lugar de una unidad de hidrógeno. De donde se deriva su nombre.

El alcohol etilico hierve a los 78,3,°; y cuando se destila el líquido fermentado se obtiene alcohol casi puro. El alcohol comercial contiene un 95% por volumen (en la Gran Bretaña, 90%). El ALCOHOL ABSOLUTO se hace añadiendo cal viva, que se combina con el agua, y redestilando el líquido.

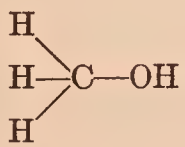
El alcohol se mezcla con el agua en todas proporciones. En la disolución acuosa diluída no es yonizado, y no interacciona con los ácidos, bases y sales.

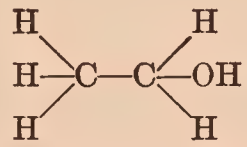
Se oxida fácilmente con el ácido acético. Cuando no hay agua, interacciona con los ácidos.

El alcohol se usa como disolvente de las resinas empleadas en la fabricación de los varnices, etc.

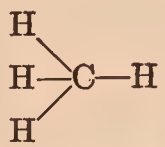
Debido a los impuestos sobre el alcohol se DESNATURALIZA con benzina, espíritu de madera y piridina; de este modo se hace imposible su uso como bebida o medicina, y se emplea únicamente para los fines industriales.

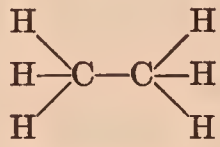
Propiedades del Alcohol.—El alcohol etilico, como se dijo anteriormente, se deriva con la fermentación de los líquidos sacarinosos; el alcohol metilico se obtiene con la destilación destructiva de la madera. Ambos alcoholes están muy íntimamente relacionados entre si; y además constituyen los dos primeros miembros de una serie homóloga de alcoholes de la fórmula general: $C^nH_{2n-1}OH$. Ambos son incoloros y poseen un olor muy agradable. Arden con una llama azulada. Las determinaciones análiticas y de densidad de vapor corresponden con las fórmulas siguentes:


Alcohol Metilico—CH_3OH


Alcohol Etilico—C_2H_5OH

El alcohol metilico, se considera como un hidroxilo derivado del metano; y el etilico del etano.

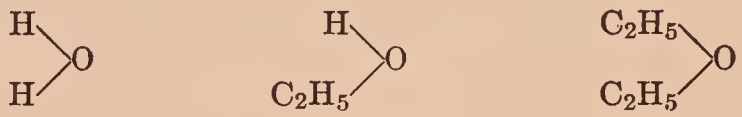

Metano—CH_4


Etano—C_2H_6

Glicerina o Glicerílico.—Es un alcohol derivado del homólogo próximo más alto de la serie o propano: C_3H_8. El alcohol propilico normal tiene una composición que corresponde con: C_3H_7OH; en la molécula de glicerina,

tres de los átomos del hidrógeno están reemplazados por tres radicales—(OH); y consecuentemente; la fórmula de la glicerina se representa como sigue: $C_3H_5(OH)_3$.

Éteres.—Cuando se calienta el alcohol etilico con ácido sulfúrico a los 140,° se desprenden vapores demasiado inflamables. Si éstos se pasan por un condensador muy frío se obtiene un destilado que se separa en dos capas. La capa inferior no se usa; y la otra se trata con una disolución concentrada de hidrato de sodio, y el líquido volátil resultante se agita con cloruro de calcio anhidroso, y se destila después. El líquido resultante—llamado ÉTER—es muy volátil y tiene un olor muy agradable. El éter tiene una composición que corresponde con la fórmula: $(C_2H_5)_2O$. El parentesco entre el éter, agua y el alcohol se puede ilustrar de la manera siguiente:



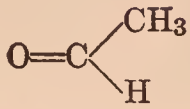
Agua — Alcohol etilico — Éter

El éter es un buen disolvente de las ceras, grasas, aceites y demás compuestos orgánicos. Se usa como anestésico. El éter etilico: $(C_2H_5)_2O$, es uno de los miembros de un grupo muy numeroso de substancias relacionadas entre si; v,g, ÉTER METILICO $(CH_3)_2O$; ÉTER METILICO—ETILICO $CH_3C_2H_5O$, etc.

Aldehídos.—Cuando se oxida el alcohol, por ejemplo, pasando una mezcla de aire y vapores de alcohol metilico sobre los asbestos platinados calientes, se produce un *gas* llamado, ALDEHIDO METILICO, ALDEHIDO FÓRMICO, O FORMALDEHIDO. Con el alcohol etilico se obtiene un líquido incoloro: ALDEHIRO ETILICO, ALDEHIRO ACÉTICO O ACETALDEHIDO, que hierve a los 21,°. El efecto de la oxidación en los dos casos anteriores consiste en separar dos átomos de hidrógeno por molécula. Por ejemplo: $2CH_3OH + O_2 = 2H.COH + 2H_2O$; y $2C_2H_5OH + O_2 = 2CH_3.COH + 2H_2O$.

Los símbolos obtenidos conforme al análisis y la densidad de vapor son los siguientes:

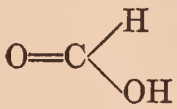
Formaldehido—H. CO,H



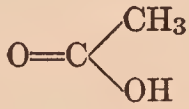
Acetaldehido—CH_3.CO,H

Cuando se trata una disolución caliente de nitrato de plata amoniacal con cualquiera de los aldehidos, la plata se reduce a la condición metálica, y se deposita sobre el vidrio, formando una capa parecida a la de los espejos. Por ejemplo, con formaldehido: $H.CO.H + Ag_2O = 2Ag + H.COOH$.

Con la acción prolongada del cloro sobre el alcohol etilico se obtiene un producto de substitución llamado, CLORAL: CCl_3CO, H, que cristalisa de la disolución acuosa con una molécula de agua para formar el HIDRATO DE CLORAL: $CCl_3CO.H(H_2O)$. Esta substancia se usa en medicina para ocasionar el sueño. El cloral o el hidrato al ser calentados con potasa cáustica se reducen en CLOROFORMO: $CHCl_3$ y en la sal de potasio del ácido fórmico, —formato de potasio: $CCl_3.CO.H + KOH = CHCl_3 + H.COOK$. Los aldehidos al ser expuestos al aire o tratados con los agentes de oxidación, se oxidan en los ácidos correspondientes. El formaldehido da el ÁCIDO FÓRMICO, H.CO.OH; y el acetaldehido el ÁCIDO ACÉTICO: $CH_3CO.OH$.



Ácido fórmico—H.CO.OH



Ácido acético—$CH_3CO.OH$

Por lo tanto: los aldehidos son productos intermediarios formados durante la oxidación de los alcoholes en los ácidos correspondientes.

Parafina:		Alcohol:		Aldehido:		Ácido:
CH_4	→	CH_3OH	→	H.CO.H	→	H.CO.OH
C_2H_6	→	C_2H_5OH	→	$CH_3.CO.H$	→	$CH_3.CO.OH$.

Con el uso de los agentes de oxidación más vigorosos, los alcoholes pueden ser oxidados en los ácidos sin que haya signo alguno de la formación de los aldehidos intermediarios.

VI. Ácidos

Los alcoholes, aldehidos y los ácidos indicados anteriormente son miembros de series homólogas relacionadas con la serie parafina, como se indicará en la tabla siguiente:

Alcoholes	Aldehidos	Acidos
Alcohol Metilico CH_3OH	Formaldehido H.COH	Acido Fórmico H. COOH
Alcohol Etilico C_2H_5OH	Acetaldehido CH_3COH	Acido Acético CH_3COOH

El ácido fórmico: H.CO.OH, se produce durante la oxidación de varias substancias orgánicas; y fué originalmente descubierto en el líquido rojiso obtenido con la destilación del agua, conteniendo hormigas rojas—*formica:* hormiga—de donde se deriva su nombre. Se obtiene también de la ortiga. La inflamación producida por la picada de las abejas, se dice ser debida a la inyección del ácido fórmico. Este ácido se fabrica calentando ácido oxálico con glicerina. Actúa como un ácido monobásico, y forma una serie de sales formatos;—v,g, formato de sodio: H.COONa. El ácido fórmico y los formatos son agentes de reducción muy poderosos, por ejemplo, el cloruro mercúrico $HgCl_2$, es reducido a HgCl; y finalmente en mercurio: $HgCl_2 + H.COOH = 2HgCl + 2HCl + CO_2$; y $2HgCl + H.COOH = 2Hg + 2HCl + CO_2$.

Ácido Acético: CH_3.COOH.—El ácido acético se forma durante la destilación seca de la madera; y se encuentra en el espíritu de madera'' crudo. Este se trata con cal apagada para fijar el ácido, y la disolución acuosa castaño rojiso se evapora hasta la aridez a fín de que el alcohol metilico sea removido. El acetato de calcio crudo se

destila después con ácido clorhídrico diluído. El líquido resultante contiene cerca de 50% de ácido acético. Este puede ser purificado posteriormente repitiendo el tratamiento. Cuando se destila el aceto de sodio anhidrido con ácido sulfúrico concentrado, se obtiene un destilado que cristaliza con el enfriamiento. Este es el llamado *ácido acético glacial.*

Vinagre.—Cuando se exponen al aire las disoluciones alcohólicas: vino, cidra, cerveza, etc.—tiene lugar una fermentación "aceitosa" muy curiosa; y el alcohol se oxida en ácido acético. El líquido resultante es vinagre, que contiene 3–10% de ácido acético. La fermentación es producida por un organismo diminuto, llamado MADRE DEL VINAGRE (*Mycoderma aceti*).

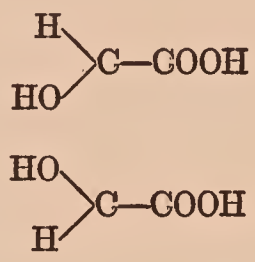
Propiedades del Ácido Acético.—El ácido acético comercial es una disolución acuosa incolora, que contiene cerca de 30% del ácido anhidrido: CH_3COOH. Tiene un sabor acre muy cáustico. No se ennegrece al mezclarlo con ácido sulfúrico concentrado. La acción prolongada del cloro en la luz del día suminitra los ÁCIDOS MONO-, DI-, *y* TRI-CLOROACÉTICOS: $CH_2Cl.COOH$; $CHCl_2$; $COOH$; CCl_3. $COOH$. El ácido acético es monobásico y se combina con las bases, formando los ACETATOS. La mayoría de éstos son solubles en el agua. El ACETATO DE SODIO, CH_3COONa, cristaliza de una disolución de carbonato de sodio en ácido acético con el equivalente de 3 moléculas de agua de cristalización. El ACETATO DE BARIO; $(CH_3COOH)_2Ba$, ACETATO DE PLOMO: $(CH_3COOH)_2Pb$, o azúcar de plomo y el ACETATO DE COBRE: $(CH_3COOH)_2Cu$, se obtienen tratando los carbonatos respectivos con ácido acético. El *Verdin* es un acetato de cobre básico, formado con la acción del ácido acético sobre el cobre en la presencia del aire. El ácido acético y los acetatos se usan en la fabricación de las tinturas colorantes, y como medicinas, etc.

Acetato de Plata.—Se precipita cuando se añade nitrato de plata a una disolución de acetato de sodio. La plata no se reduce ni después de hervida por mucho tiempo. Bajo condiciones similares, el FORMATO DE PLATA sería

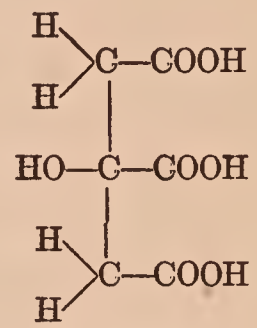
reducido en plata metálica. Igual que los tiocianatos, los acetatos dan una coloración rojo profundo al ser tratados con cloruro férrico; pero por el contrario de la coloración con los tiocianatos, el color rojo persiste al ser tratado con cloruro mercúrico.

Hay tres ácidos orgánicos: oxálico, tartárico y cítrico, usados muy comúnmente en los trabajos análiticos, etc. Estos ácidos no pertenecen a la misma serie homóloga del ácido acético y fórmico, aun cuando están fundamentalmente relacionados con los hidrocarburos correspondientes. Sus fórmulas gráficas son las siguientes:

Ácido Oxálico
(dibásico)



Ácido Tartárico
(dibásico)



Ácido Citrico,
(tribásico)

El *Acido Oxálico* se encuentra como una sal de potasio y de calcio en la acederilla, ruibarbo y otras muchas plantas. Se produce durante la oxidación de diversas substancias orgáncias: azúcar, almidón, etc., con la acción del ácido nitrico. El ácido es dibásico y tiene una composición que corresponde con: $H_2C_2O_4$, o $(COOH)_2$. El OXALATO DE CALCIO no es muy soluble en el agua; y por lo tanto, el ácido oxálico o los oxalatos solubles se usan en los exámenes analíticos de las sales del calcio, porque se precipita un oxalato de calcio blanco que se separa al mezclar las disoluciones. El ácido oxálico da una mezcla de mono- y di-óxido, al ser calentado con ácido sulfúrico. Los cristales del ácido tienen la composición siguiente: $(COOH)_2 2H_2O$.

El *Acido Tartárico* se encuentra en el jugo de muchas frutas: uvas, piñas, etc. El análisis y otras propiedades del ácido tartárico corresponden con la fórmula empírica: $C_4H_6O_6$. El ácido es dibásico. El TARTRATO DE POTASIO tiene la composición siguiente: $K_2C_4H_4O_6$; y el TARTRATO ÁCIDO DE POTASIO llamado también crémor tártaro: $KHC_4H_4O_6$. En los barriles del vino se deposita una forma cruda de esta sal y se llama *tartrato de vino.* La *Sal de la Rochela* es un TARTRATO DE SODIO Y POTASIO: $KNaC_4$, H_4O_6. El TARTRATO ANTIMONILO DE POTASIO, o tartrato emético, tiene la composición siguiente: $K(SbO)(C_4H_4O_6)$, H_2O.

El *Ácido Cítrico* se encuentra en muchas frutas: naranjas, limones, etc. El ácido es tribásico, y los cristales tienen la composición siguiente: $H_2C_6H_5O_7$, H_2O. Los citratos de magnesio y de hierro se usan en medicina.

Esteres.—Cuando se calienta el alcohol etilico con ácido acético y sulfúrico, uno de los productos de la acción es un líquido volátil, que tiene un olor muy agradable. El análisis, densidad de vapor, etc, indican que el compuesto tiene una composición correspondiente con la fórmula: $CH_3COOC_2H_4$; y que se forma por un proceso, que puede ser simbolizado de la manera siguiente: $C_2H_5OH + CH_3COOH = CH_3COOC_2H_5 + H_2O$. El producto en cuestión se llama ACETATO ETILICO; y está relacionado con el acetato de sodio por el hecho de que el sodio univalente es reemplazado por una radical univalente:

CH_3COOH	CH_3COONa	$CH_3COOC_2H_5$
Acido acético.	Acetato de sodio.	Acetato etilico.

El acetato etilico es uno de los miembros de una serie o grupo muy numeroso, llamado ESTERES. Los ésteres pueden ser considerados como las sales de los ácidos orgánicos con radicales orgánicas, en lugar de los elementos básicos: Na, K, Ba, Pb, etc—de las SALES ordinarias. El olor del acetato etilico es tan característico, que la reacción que se discute puede ser usada en el EXAMEN ANÁLITICO del ÁCIDO ACÉTICO

o del ALCOHOL ETILICO. Algunos de los ésteres se usan como perfumes, etc.; v,g, el BUTIRATO ETILICO—derivado del ácido butirico—tiene un olor y sabor muy parecidos a los de la piña; el ACETATO AMILICO tiene similarmente el olor de la pera; y el VALERATO AMILICO el de la manzana, etc.

VII. JABONES

Descendiendo de la serie homóloga de los ácidos grasos:

		Punto de ebullición.
Ácido fórmico	$H.COOH$	100,°
Ácido acético	CH_3COOH	119,°
Ácido propíonico	C_2H_5COOH	140,°
Ácido butírico	C_2H_7COOH	163,°
Ácido valérico	C_2H_9COOH	185,°

tenemos la misma serie homóloga:

		Punto de fusión.
Ácido palmítico	$C_{15}H_{31}COOH$	62,0,°
Ácido margárico	$C_{16}H_{33}COOH$	59,9,°
Ácido esteárico	$C_{17}H_{35}COOH$	69,2,°

Los ésteres de los tres últimos ácidos con el alcohol glicerílico trihídrico—$C_3H_5(OH)_3$—estearina y palmitina —se encuentran en muchas substancias grasosas naturales, por ejemplo, la ESTEARINA en el sebo, etc.; la PALMITINA en el aceite de palma, etc. El aceite de oliva contiene una substancia similar: OLEINA, que es similarmente derivada del ÁCIDO OLEICO: $C_{17}H_{33}COOH$; un ácido relacionado con el ácido esteárico, de igual modo que el metano C_2H_6 lo está con el etileno C_2H_4. La *carne de vaca y de cerdo* son mezclas de estas tres substancias, en que predomina la estearina; en la *manteca de cerdo* predominan la palmitina y la oleina; la *mantequilla* contiene estas tres substancias y además los ésteres glicerílicos de los ácidos buterico, etc.

Por lo tanto; todos los ácidos en las mismas series homólogas indicadas anteriormente, se llaman ÁCIDOS GRASOS.

HO	$C_{15}H_{31}COO$	$C_{17}H_{35}COO$
$HO—C_3H_5.$	$C_{15}H_{31}COO—CH.$	$C_{17}H_{35}COO—CH.$
HO	$C_{15}H_{31}COO$	$C_{17}H_{35}COO$
Glicerílico	Palmitina	Estearina

Cuando estas grasas se hierven con un álcali, hidrato de sodio o carboto de sodio, se hidrolizan; y se forman las sales de sodio de los ácidos y glicerílicos respectivos. El proceso de descomposición se llama saponificación.

$$(C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5 + 3NaOH \rightleftarrows 3C_{17}H_{35}COONa + C_3H_5(OH)$$

Estearina, Estearato de sodio. Glicerílico.

Cuando se trata la grasa con vapor caliente o ácido sulfúrico diluído, se forma el glicerílico y el ácido correspondiente. El JABÓN DURO ordinario, es principalmente una mezcla de las sales de sodio de estos ácidos:—palmitato de sodio, estearato de sodio y oleato de sodio; y el JABÓN BLANDO común, es una mezcla similar de las sales de potasio de estos ácidos.

Los gabones de potasio y de sodio son muy solubles en el agua; los correspondientes de calcio y de magnesio son por otra parte muy escasamente solubles. El jabón ataca los aceites de parafina, que no lo son así con los hidratos alcalinos.

Propiedades Químicas de los Jabones.—Puesto que los jabones son sales solubles de sodio, son yonizados en disolución, e interaccionan con los ácidos en descomposición doble:

$$Na(CO_2C_{17}H_{35}) + HCl = NaCl + H(CO_2C_{17}H_{35})$$

Los ácidos, debido a que son insolubles se presipitan. Ellos entran también en descomposición doble con las otras sales. Por ejemplo, con el agua cruda, conteniendo

compuestos de calcio y de magnesio en disolución, dan los precipitados de las sales correspondientes. Por ejemplo:

$$2Na(CO_2C_{17}H_{35}) + CaSO_4 = Na_2SO_4 + Ca(C_2O_{17}C_{35}H)_2$$

Esta es la razón por la cual se gasta tanto jabón cuando se usa el agua cruda.

Suspensión Coloidal.—A fin de poder dar una explicación satisfactoria acerca del poder de limpiar del jabón, será necesario entrar, aunque sea muy a la ligera, en una discusión sobre los coloides—porque el jabón en disolución, es esencialmente un coloide.

Las suspensiones coloidales más simples son aquéllas de los metales oro y platino. Éstas pueden ser hechas por la formación de un arco eléctrico entre las puntas de dos alambres sumergidos en agua. De este modo se forman líquidos de varios colores, y que dependen del grado de DISPERSIÓN (finura de las particulas) del metal. Estos líquidos (1) no dejan depósito en el papel de filtrar; (2) no presentan elevación alguna en el punto de ebullición del disolvente; (3) no muestran ninguna depresión en el punto de hielo y (4) el cuerpo suspendido no tiene tendencia alguna de difusión en una capa del disolvente puro. Cuando se coloca una disolución coloidal en un tubo de difusión, sumergido en agua, no se escapa nada del coloide através de los poros del perganimo. Los cuerpos comunes disueltos, se escapan más o menos rápidamente, según sus pesos moleculares. Por lo tanto, se usa un tubo de difusión para separar estas dos clases de disoluciones. Así las sales que contienen almidón coloidal, o el azúcar con el oro coloidal, pueden ser removidas cambiando el agua del tubo de difusión hasta que no pase más sal (o azúcar). Este proceso se llama DIÁLISIS; y fué inventado por Graham.

La propiedad más característica de los coloides puede ser mostrada con el ULTRAMICROSCOPIO: en un cuarto perfectamente obscuro se envía un rayo fuerte de luz horizontal-

mente a través del líquido, y se observa con el microscopio el lugar donde a sido enfocada la luz. Bajo estas condiciones, se observará que una disolución verdadera permanecerá perfectamente obscura; en cambio una suspensión coloidal mostrará punto diminutos de luz. El oro coloidal, disolución de jabón, almidón, gelatina, las tinturas colorantes y muchos otros líquidos presentan este fenómeno. Los puntos de luz, debidos a las partículas que, aunque diminutas contienen muchas moléculas, presentan también un movimiento vibratorio; notado primeramente por el botánico Brown (1827) y llamado MOVIMIENTO BROWNIANO. El movimiento se debe al encuentro de las moléculas móviles del disolvente con las partículas suspendidas del coloide; y cuando la suspensión es muy fina (altamente "dispersa") éstas se encuentran más rápidamente.

Teoria de la Suspensión Coloidal y de la Coagulación. —Cuando se sumergen los alambres de una bateria en el líquido, se encuentra que las partículas de un coloide se mueven lentamente hacia o contra la corriente positiva. Este fenómeno se llama ELECTROFORESIS. Aparentemente las partículas coloidales son agregados de moléculas de una substancia insoluble acumuladas alrededor de un yon. Las partículas, aunque son relativamente largas en proporción a la carga eléctrica, se mueven casi tan rápidamente como en la migración yonica. Esta es la razón porque las partículas permanecen suspendidas y no se asientan. Son además, tan individualmente pequeñas, que permanecen en movimiento por el encuentro con las moléculas del disolvente. Si ellas pudieran unirse en un agregado largo —igual que las partículas de un precipitado—se separarían igual que otra substancia insoluble ordinaria cualquiera. Pero como tienen cargas eléctricas iguales se repelen unas a otras; y por lo tanto, permanecen separadas y en suspensión.

Ahora bien, aquellos coloides que tienen cargas eléctricas distintas pueden ser COAGULADOS; y de este modo precipitados en el líquido, añadiendo una disolución de una subs-

tancia yonizada. Por ejemplo: el oro coloidal y otros metales son negativos; y presenta también una cantidad equivalente de un yon positivo, generalmente $H+$. Cuando se añade una sal, los yones positivos de ésta se unen a las partículas metálicas coloidales, resultando los cuerpos neutros; y entonces tiene lugar la coagulación, seguida de la precipitación. Los yones bivalentes son más activos que los univalentes. A la inversa, un coloide positivo; por ejemplo, el hidrato férrico se coagula con el yon negativo de la sal más fácilmente y cuanto más alta sea la valencia del yon negativo. Además, un coloide coagulará otro de carga opuesta. Por ejemplo: el ácido metafosfórico es un coloide negativo en disolución; y por otra parte, los ácidos orto y pirofosfóricos no son coloidales. La albúmina es generalmente un coloide positivo. Por lo tanto, el ácido metafosfórico y la albúmina se coagulan y se precipitan; por otra parte, los dos otros ácidos no tienen acción sobre la albúmina. El almidón y la gelatina son coloides neutros, y no se coagulan fácilmente.

Disolución Coloidal de Jabón. Desaladura.—Cuando la disolución de jabón se examina con el ultramicroscopio se nota que contiene partículas suspendidas. El examen con el papel de tornasol muestra también que el jabón está parcialmente hidrolizado:

$$Na(CO_2R) + H_2O = H(CO_2R) + NaOH$$

Siendo una sal de un ácido muy poco yonizado, el yon negativo del jabón tiende a combinarse con el $H+$ del agua:

$$H^+ + (CO_7R)^- \rightleftarrows H(CO_2R),$$

dejando los yones del hidrato de sodio. El ácido puesto en libertad se combina con las moléculas indisociadas de la sal para formar una sal ácida: $NaH(CO_2R)$. Esta sal ácida es insoluble, y permanece en suspensión coloidal, como coloide negativo. Cuando se añade una disolución

fuerte de sal común (o un exceso de hidrato de sodio), el yon positivo Na^+ es absorvido por el coloide negativo (la sal ácida), y el último se coagula. Al presentarse como un precipitado parece que absorve la mayor parte del hidrato de sodio; y por consiguiente, el precipitado tiene la composición del jabón.

Poder de Limpiamiento del Jabón. Emulsión.—La disolución de jabón o suspensión, como la llamaremos ahora,—tiene dos propiedades: remueve el aceite y la grasa (líquidos insolubles) formando una *emulsión* con ellos; y remueve también las partículas sólidas diminutas del polvo o sucio, tomando éste en *suspensión.*

Cuando se agita un aceite, como el petróleo del alumbrado con agua, ambos líquidos se dividen en gotas diminutas y resulta una mezcla opaca.

Estas gotas de cada líquido; sin embargo, se unen entre si muy pronto y se separan en dos capas. Cuando se usa una suspensión coloidal, en lugar de pura agua, las gotas se unen mucho más lentamente, y resulta una masa viscosa más o menos permanente. La mezcla de los líquidos insolubles se llama EMULSIÓN. Por ejemplo: unas pocas gotas de la disolución de jabón causaran que el petróleo y el agua permanescan por más tiempo en la condición de una emulsión. Similarmente, el vinagre y el aceite de oliva se separan ligeramente en dos capas. Pero si se añade llema de huevo (coloide) al vinagre se obtendrá una masa dura casi sólida, que permanecerá emulsificada permanentemente. Con el *frotamiento,* la disolución de jabón ocasiona la emulsificación de la grasa, y ésta puede ser lavada muy fácilmente.

Cuando el petróleo y el agua se dividen en gotas, con un gran aumento en la superficie total y en la energía, la tensión de superficie del agua, que es muy grande, ayuda a la reunión de las gotas y va seguida de la disminución de la superficie, y de la disipación de la energía. Ahora bien, mientras que las disoluciones diluídas *ordinarias* tienen una tensión de superficie muy parecida a la del agua; por otra parte, las disoluciones coloidales (tales como

una disolución de jabón de 0,5%) poseen una tensión muy baja. Por lo tanto, la tendencia a disminuir la superficie de las gotas de la disolución de jabón con la unión, es muy ligera e inefectiva. Además, como fué predicho por W. Gibbs, de la Universidad de Yale, y demostrado por el experimento, un coloide tiene la peculiaridad de que tiende a alcanzar mayor concentración en la capa superficial, que en cualquier otro lugar en el líquido. Cuando el coloide se agusta al estado de *equilibrio, resiste a la disminución en la superficie* (que *aumentaría* su concentración más allá del valor del equilibrio), del mismo modo que resiste al *aumento,* que *disminuiría* su concentración. La emulsión de una suspensión coloidal con un líquido inmiscible produce una condición estable.

Los experimentos que confirman este punto pueden ser hechos muy sencillamente: si se agita violentamente una disolución de una tintura colorante, por ejemplo, metilo violeta (coloide) y se separa la espuma (gran superficie en proporción a la cantidad del líquido), se encontrará que el líquido producido con el asiento de la espuma del jabón (una emulsión con *aire* no es permanente) será más obscura y contendrá más tintura colorante que una cantidad igual del líquido original. La disolución de jabón después de haber sido agitada, de igual manera contendrá relativamente más jabón en la espuma que en el líquido.

Absorción de la Materia Coloidal.—Cuando los líquidos que contienen substancias coloidales, una tintura colorante y materias orgánicas naturales colorantes, son agitados con carbón de leña pulverizado, el coloide es ABSORVIDO por el carbón; es decir, el coloide se adhiere a la superficie de las partículas del carbón de leña. Este mismo principio se usa para descolorar el azúcar, etc. Ahora bien, el jabón se remueve también agitándolo con carbón de leña, del modo antes mencionado.

El carbón de leña pulverizado es relativamente un polvo grueso. El hollín (carbón dividido finamente) se separa del aceite o de la grasa lavándolo con éter; y da un polvo suelto que no forma costra. Cuando se agita este polvo

con agua, se asienta. Si se agita con una disolución fuerte de jabón, permanece en suspensión; y el líquido resultante se parece a la tinta. Las partículas son tan finas que en lugar de asentarse con el jabón coloidal, y formar un precipitado, como lo hace el carbón de leña, se adhieren al jabón coloidal, y permanecen suspendidas. Esto constituye una absorción, con la diferencia en el femómeno ordinario, de que el coloide se lleva el absorvente, en lugar de que éste tome al coloide. Ahora bien, el sucio contiene generalmente hollín, e igualmente particulas de otras substancias. Por lo tanto: el jabón primero emulsifica el aceite o la grasa, y después absorve las partículas de sucio.

Antiguamente se suponía que la disolución de jabón removia la grasa, etc., debido a su reacción ligeramente alcalina con la hidrolisis. Esta explicación debe ser abandonada porque: (1) un álcali tan diluído en equilibrio con el ácido graso libre no puede posiblemente saponificar el *éster* en la grasa o en el lugar grasoso; (2) un álcali puro de esta concentración (o más fuerte) no tiene más poder emulsificante que el agua. Tal disolución alcalina emulsificará, no hay duda, un aceite animal o vegetal (aceite de castor, aceite de algodón, etc.), porque ha interaccionando con el ácido graso libre siempre presente en tales aceites y *formó por tanto un jabón.* Dicha disolución alcalina no emulsifica el petróleo; por otra parte, la disolución de jabón si lo hace. El agente emulsificante en cada caso es siempre un jabón; (3) una disolución alcalina muy diluída no tiene más efecto sobre el hollín que el agua,—; en cambio, la disolución de jabón toma instantáneamente el hollín limpio (sin grasa) en suspensión permanente, y (4) una disolución acuosa de saponino; $C_{32}H_{54}O_{18}$, (obtenido de varias plantas) aun cuando no contiene álcalis hace espuma, emulsifica y absorve el sucio, igual que el jabón.

VIII. Bencina y Sus Derivados

La bencina o benzol es un líquido incoloro, que se obtiene como producto secundario en la destilación del alquitrán de hulla. Es el primer miembro de una serie homóloga de hidrocarburos:

	Punto de ebullición.
Bencina C_6H_6	80,4,°
Tolueno C_7H_8	111,0,°
Xileno C_9H_{10}	142,0,°

La bencina arde con una llama humosa y luminosa. Se usa extensamente como un solvente de las grasas, aceites, resinas y azufre, etc. Al ser tratada con el ácido nítrico forma un líquido amarillo, que tiene el olor de la almendra amarga. El análisis y la densidad en vapor dan la fórmula: $C_6H_5NO_2$; y el producto se llama NITROBENCINA. Ésta al ser reducida con el hidrógeno naciente da un líquido aceitoso llamado ANILINA, que tiene la composición siguiente: $C_6H_5NH_2$. Éste se usa extensamente en la fabricación de las TINTURAS DE ANILINA.

El ÁCIDO CARBÓLICO es un producto secundario de la destilación del alquitrán de hulla. Puede ser considerado como un derivado alcohólico de la bencina, del mismo modo que el alcohol metilico lo es del metano. El compuesto anhidrido tiene la composición siguiente: C_6H_5OH; y se llama FENOL. Su disolución acuosa se llama ácido carbólico, porque actúa en cierto modo igual que un ácido: (1) pone rojo el papel de tornasol; (2) reacciona con el hidrato de sodio, formando un derivado soluble en el agua, FENILATO DE SODIO; C_6H_5ONa, y (3) la disolución acuosa también conduce la electricidad del mismo modo que un ácido débil. Los alcoholes fenilos forman una clase muy distintiva y cuyas propiedades los distinguen de aquéllos de las series metilicos de los alcoholes. La explicación de las propiedades ácidas de los fenoles en términos de la teoria atónica está a la fecha en el tapete de la discusión.

Hay además otras series homólogas de hidrocerburos, fuera de las indicadas anteriormente. Por ejemplo: la TREMENTINA $C_{10}H_{16}$, es el séptimo miembro de una serie que principia con VALILENO, C_5H_6; NAFTALINA $C_{10}H_8$ y ANTRACENO, $C_{14}H_{10}$, y se obtienen como productos secundarios del alquitrán de hulla. La naftalina y el antraceno son sólidos blancos. La primera se usa como un substituto del alcanfor para destruir la polilla, y se llama *alcanfor artificial.* La naftalina se usa en la fabricación de las tinturas de índigo; y el antraceno en la fabricación de las tinturas de *alizarina,* en imitación de la tintura roja turca extraida antes como principio colorante de la raíz de rubia.

APÉNDICE II

NOMENCLATURA DE LOS ACIDOS Y DE LAS SALES

I. Un ácido es un compuesto que contiene HIDRÓGENO reemplazable por un metal, para formar una SAL.

II. El nombre de un ácido que termina en *ico* se obtiene siempre añadiendo esta terminación a la raíz derivada del nombre del metaloide característico.

El ácido que contiene un átomo menos de oxígeno que otro *ico,* tiene un nombre que termina en *oso;* v.g; ácido cloroso, etc.

Los ácidos que contienen menos oxígeno que los anteriores tienen el prefijo *hipo* y terminan en *oso;* por ejemplo; ácido hipocloroso, etc.

Los ácidos que no contienen oxígeno tienen la terminación *hidrico;* por ejemplo: ácido clorhídrico, etc.

Estas reglas para los nombres de los ácidos se aplican únicamente aquellos ácidos comúnmente clasificados entre los compuestos inorgánicos.

III. Los ácidos que tienen la terminación *hídrico,* forman sales con nombres que terminan en *uro;* por ejemplo: cloruro de sodio, etc.

Todos los demás ácidos que terminan en *ico,* forman sales que terminan en *ato;* por ejemplo: sulfato de sodio, etc.

I. Estabilidad Física de los Elementos más Importantes

Elemento	Símbolo	Peso Atómico		Valencia	Gravedad Específica		Punto de fusión C	Punt de ebullición C
		Aproximado	Exacto O=16		Agua =1	Aire =1		
Aluminio	Al	27	27,1	III	2,6	.....	657	1500–1700
Antimonio	Sb	120	120,2	III V	6,6	.....	630	1500–1700
Argón	A	40	39,9	——	.....	1,38	−188	−186
Arsénico	As	75	75,0	III V	5,7	.....	.....	186 volátil
Bario	Ba	137	137,4	II	3,8	.....	850	950
Bismuto	Bi	208	208,0	III V	9,7	.....	269	1435
Boro	B	11	11,0	III	2,6	.....	infusible	3500
Bromo	Br	80	79,96	I	3,1	.....	−7,3	59
Cadmio	Cd	112	112,4	II	8,6	.....	322	778
Calcio	Ca	40	40,1	II	1,5	.....	800	
Carbono	C	12	12,000	IV	amorfo 1,7–2,1	.....	sublimiza	3500
Cloro	Cl	35,5	35,45	I	.....	2,49	−102	−33,6
Cromo	Cr	52	52,1	II III VI	6,9	.....	1515	
Cobalto	Co	59	59,0	II	8,7	.....	1530	
Cobre	Cu	63,6	63,6	I II	8,9	.....	1065	2100
Flúor	F	19	19,0	I	.....	1,31	−223	−187
Oro	Au	197	197,2	I III	19,3	.....	1065	
Helio	He	4	4,0	.....	.....	0,13	−271	267

Hidrógeno	H	1	1,008	I	.....	0,07	−256,5	−252,5
Yodo	I	127	126,97	I	4,9	.....	114	194
Hierro	Fe	56	55,9	II III	7,8	.....	1950	
Plomo	Pb	207	206,9	II IV	11,3	.....	327	1400–1600
Litio	Li	7	7,03	I	0,59	.....	186	1400
Magnesio	Mg	24,3	24,36	II	1,7	.....	632	1100
Manganeso	Mn	55	55,0	II IV	7,4	.....	1245	
Mercurio	Hg	200	200,0	I II	13,6	.....	−38,8	357
Niquel	Ni	58,7	58,7	II	8,7	.....	1484	
Nitrógeno	N	14	14,01	III V	.....	0,96	−210	−195
Oxígeno	O	16	16,00	II	.....	1,10	−230	−182
					amarillo		amarillo	
Fósforo	P	31	31,0	II V	1,8	.....	44,2	290
Platino	Pt	195	194,8	IV	21,5	.....	1710–1780	
Potasio	K	39	39,15	I	0,87	.....	62,5	757
Silicio	Si	28	28,4	IV	2,0	.....	.....	3500
Plata	Ag	108	107,93	I	10,5	.....	961	2050
Sodio	Na	23	23,05	I	0,97	.....	97,6	877
Estroncio	Sr	87	87,6	II	2,5	.....	900	
Azufre	S	32	32,06	II IV VI	2,0	.....	octaédrico	444,6
Estaño	Sn	119	119,0	II IV	7,3	.....	232	1450–1600
Zinc	Zn	65	65,4	II	7,1	.....	419	918

II. Tabla de Solubilidades

S = soluble en agua. I = insoluble en agua. P = soluble parcialmente. Ia = insoluble en el agua y los ácidos diluídos

	Aluminio	Amonio	Antimonio	Arsénico	Bario	Bismuto	Cadmio	Calcio	Cobalto	Cobre	Ferroso (Fe)	Férrico (Fe)	Plomo	Magnesio	Manganeso	Mercuroso (Hg)	Mercúrico (Hg)	Niquel	Potasio	Sodio	Plata	Zinc
Acetato	S	S	—	—	S	—	S	S	S	S	S	—	S	S	S	P	S	S	S	S	S	S
Bromuro	S	S	P	S	P	S	S	S	S	S	S	S	P	S	S	I	S	S	S	S	Ia	S
Carbonato	—	S	—	—	I	I	I	I	I	I	I	—	I	I	I	I	I	I	S	S	I	I
Clorato	S	S	—	—	S	—	S	S	S	S	—	—	S	S	—	S	S	—	S	S	S	S
Cloruro	S	S	P	S	S	P	S	S	S	S	S	S	P	S	S	I	S	S	S	S	Ia	S
Cromato	—	S	—	—	I	I	—	I	I	I	—	—	Ia	S	—	P	P	—	S	S	I	—
Hidrato	I	S	P	S	S	I	I	P	I	I	I	I	I	I	I	—	I	I	S	S	—	I
Yoduro	S	S	P	P	P	I	S	S	S	—	S	—	I	S	S	I	I	S	S	S	Ia	S
Nitrato	S	S	—	—	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Oxido	I	—	I	P	S	I	I	P	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	S	S	I	I
Fosfato	I	S	—	—	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	P	I	I	I	S	S	I	I
Sulfato	S	S	—	—	Ia	S	S	P	S	S	S	S	Ia	S	S	P	S	S	S	S	P	S
Sulfuro	—	S	Ia	Ia	S	Ia	Ia	P	I	Ia	P	—	Ia	S	I	Ia	Ia	I	S	S	Ia	I
Sultro	—	S	—	—	I	—	S	P	I	S	P	—	I	P	—	—	—	I	S	S	S	P

III. Algunos Acidos y sus Sales Respectivas

Acidos	Fórmula	Sales formadas	Ilustración de las Sales
1. Acido Clorhidrico.....	HCl	Cloruros	$NaCl$, cloruro de sodio
2. Acido Sulfúrico.....	H_2SO_4	Sulfatos	$CsSO_4$, sulfato de cobre
3. Acido Nítrico	HNO_3	Nitratos	$Pb(NO_3)_2$, nitrato de plomo
4. Acido Sulfuroso.....	H_2SO_3	Sulfitos	K_2SO_3, sulfito de potasio
5. Acido Bromhidrico.....	HBr	Bromuros	$AgBr$, bromuro de plata
6. Acido Carbónico.....	H_2CO_3	Carbonatos	$CaCO_3$, carbonato de calci
7. Acido Hidrosulfúrico...	H_2S	Sulfuros	ZnS, sulfuro de zinc
8. Acido Yodhidrico.....	HI	Yoduros	KI, yoduro de potasio
9. Acido Nítroso.....	HNO_2	Nitritos	$NaNO_2$, nitrito de sodio
10. Acido Fosfórico.....	H_3PO_4	Fosfatos	Fe, PO_4, fosfato de hierro
11. Acido Fluorhidrico.....	HF	Fluoruros	CaF_2, fluoruro de calcio
12. Acido Clorico.....	$HClO_3$	Cloratos	$KClO_3$, clorato de potasio

Todos los demás ácidos que terminan en *oso,* forman sales cuyos nombres tienen la terminación, *ito;* por ejemplo: nitrito de sodio, etc.

Reglas Generales Para la Solubilidad

1. Todos los compuestos de *sodio, potasio* y *amonio,* son *solubles* en el agua.

2. Todos los *nitratos, cloratos* y *acetatos* son *solubles* en el agua.

3. Todos los *cloruros* son *solubles,* exceptuándose, aquéllos de plata, mercurio (mercuroso) y plomo (los últimos son ligeramente solubles).

4. Todos los *sulfatos* son *solubles,* exceptuándose, aquéllos de bario, plomo, y calcio (los últimos son ligeramente solubles). Los sulfatos de plata y mercurosos son únicamente moderamente solubles.

5. Todos los *carbonatos* son insolubles, exceptuándose aquéllos de sodio, potasio y amonio.

6. Todos los *óxidos* e *hidratos* son *solubles,* exceptuándose aquéllos de amonio, sodio, potasio y bario; el hidrato de calcio es ligeramente soluble.

Volatilidad de los Compuestos que Pueden Resultar en la Descomposición Doble.—

1. Compuestos volátiles a temperatura ordinaria:

HCl. HBr. HF. HS.

2. Compuestos que se descomponen a temperaturas ordinarias y que dan productos volátiles:

H_2CO_3 $H_2O + CO_2)$

$H_2SO_3(H_2O + SO_2)$

$NH_4OH(H_2O + NH_3)$

3. Compuestos volátiles a temperaturas distintas abajo de 338,° (punto de ebullición del ácido sulfúrico):

	Punto de Ebullición
H_2O	100°
HCl (disolución acuosa)	110°
HBr (disolución acuosa)	128°
HNO_3	86°
HNO_2 (disolución acuosa)	120°
$HC_2H_3O_2$	118°

Peso de un Litro de los Gases Comunes Bajo Condiciones Normales.

Acetileno	1,162	gramos	Sulfuro de hidrógeno	1,523	gramos
Amoníaco	0,762	"	Metano	0,716	"
Dióxido de carbono	1,965	"	Nitrógeno	1,254	"
Monóxido de carbono	1,250	"	Óxido nítrico	1,340	"
Cloro	3,166	"	Óxido nítroso	1,968	"
Cloruro de hidrógeno	1,628	"	Oxigeno	1,429	"
Hidrógeno	0,0896	"	Dióxido de azufre	2,861	"

Leyes Fundamentales de la Química

Las leyes cientificas son exposiciones de los hechos establecidos por la experimentación directa. Coolbaugh.

Ley de Avogadro.—Todos los volúmenes iguales de los gases tienen un número igual de moléculas, a la misma temperatura y presión.

Ley de la Acción en Masa.—A temperatura fija, el producto de las masas activas en un lado de la ecuación química al ser dividido por el producto de las masas activas en el otro lado es constante, independientemente de las cantidades de cada substancia presente al principiar la reacción.

Ley de Boyle.—Cuando la temperatura permanece constante, el volumen de un gas varía inversamente con la presión ejercida.

Ley de Charles.—Cuando la presión permanece constante, el volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta.

Ley de la Conservación de la Materia.—En un cambio químico, el peso no experimenta pérdida ni ganancia alguna.

Ley de Dulong y Pettit.—El producto del calor específico y peso atómico de los elementos sólidos, es aproximadamente de, 6,25.

Ley de Dalton de las Presiones Parciales.—La presión ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma total de las presiones parciales, que cada gas ejercería si el solo ocupase el volumen entero.

Ley de Faraday.—Cantidades iguales de electricidad descargan cantidades equivalentes de yones.

Ley de Gay Lussac.—Los gases se combinan en volúmenes que tienen una razón simple entre si y con aquélla del producto.

Ley de Henry.—El volumen de un gas soluble moderamente en el agua, es directamente proporcional a la presión, si la temperatura es constante.

Ley de Hess del Calor Constante.—La cantidad de calor generada en una reacción química es la misma si la reacción tiene lugar de un todo o en partes; todas las reacciones químicas que principían con las mismas substancias originales y terminan con las mismas substancias finales desarrollan la misma cantidad de calor, independientemente del proceso con que se obtenga el resultado final.

Ley de le Chatellier.—Cuando se ejerce alguna tensión (cambio de temperatura, presión, y concentración) sobre un sistema en equilibrio, éste se desaloja en la dirección que tiende a deshacer el efecto de la tensión.

Ley de los Pesos Combinantes.—Si los pesos de los elementos que se combinan entre si, se llamasen sus "pesos combinantes," entonces, los elementos se combinan siempre en la razón de sus pesos combinantes en simples multiples de estos mismos pesos.

Ley de las Proporciones Definidas.—En cada compueste las proporciones por peso de los elementos constituyentes son siempre las mismas. Todos los compuestos tienen una composicion definida en sus pesos.

Ley de las Proporciones Multiples.—Cuando dos (o más) elementos se unen para formar una serie de compuestos, el peso fijo de une de dichos elementos se combina con los diferentes pesos de los demás, y las relaciones, entre los diferentes pesos se pueden expresar por medio de números enteros.

Ley Periódica.—Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones de sus pesos atómicos, y la mayoría de estas mismas propiedades son funciones periódicas de los mismos.

Ley de Van't Hoff.—O del equilibrio móvil: cuando se levanta la temperatura de un sistema en equilibrio, el punto de equilibrio se desaloja en la dirección que absorve calor.

TABLA PERIÓDICA

	Series	Grupo 0	Grupo I R_2O	Grupo II RO	Grupo III R_2O_3	Grupo IV RH_4 RO_2	Grupo V RH_3 R_2O_5	Grupo VI RH_2 RO_2	Grupo VII RH R_2O_7	Grupo VIII, Elementos de Transición, RO_4
	1		—	—	—	—	—	—	—	—
Periodo Corto	2	He 3.99	Li 6.94	Be 9.1	B 11.0	C 12.00	N 14.01	O 16.00	F 19.0	—
Periodo Corto	3	Ne 20.2	Na 23.00	Mg 24.32	Al 27.1	Si 28.3	P 31.04	S 32.07	Cl 35.46	—
Periodo Largo	4	A 39.88	K 39.1	Ca 40.07	Sc 44.1	Ti 48.1	V 51.0	Cr 52.0	Mn 54.93	Fe 55.84; Co 58.97; Ni 58.68
	5		63.57 Cu	65.37 Zn	69.9 Ga	72.5 Ga	74.96As	79.2 Se	79.92 Br	
Periodo Largo	6	Kr 82.92	Rb 85.45	Sr 87.63	Yt 89.0	Zr 90.6	Nb 93.5	Mo 96.0	—	Ru 101.7; Rh 102.9; Pd 106.7
	7		107.88 Ag	112.40 Cd	114.8 In	119.0 Sn	120.2 Sb	127.5 Te	126.92 I	
Periodo Largo	8	Xe 130.2	Cs 132.81	Ba 137.37	La 139.0	Ce 140.25	—	—	—	—
	9		—	—	—	—	—	—	—	
Periodo Largo	10	—	—	—	—	—	Ta 181.0	W 184.0	—	Os 190.9; Ir 193.1; Pt 195.2
	11	—	197.2 Au	206.0 Hg	204.0 Tl	207.10 Pb	208.0 Bi	—	—	
¿Periodo Largo?	12	Nt 222.5	—	Ra 226.4	—	Th 232.4	—	U 238.5	—	—

INDICE

Acidos, 390
acético, 390
propiedades, 391
antimónico, 189
arsénico, 187
bórico, 239
butírico, 394
carbólico, 402
carbónico, 219
propiedades, 219
cianihídrico, 223
cítrico, 393
clorhídrico, 59
comercial, 64
composición, 67
historia, 63
oxidación, 59
preparación, 63
propiedades, 65
usos, 67
cloroplatínico, 368
cloroúrico, 283
crómico, 336
derivados, 336
estánnico-a, 320
sales, 320
estánnico-b, 321
sales, 321
estéarico, 394
fórmico, 394
fosforoso, 184
hidrofluosilícico, 235
hidrozoíco, 165
hipofosfórico, 184
hipofosforoso, 184
hiponitroso, 177
hiposulfúrico, 142
lineoleíco, 331
metabórico, 239
metafosfórico, 184
metaúrico, 284
nítrico, 167
acción con metales, 170
historia, 167
preparación, 168
propiedades, 169
productos de reducción, 169
nitrosilsulfúrico, 144
nitroso, 176
anhídrido, 177
ortofosfórico, 184
ósmico, 365
palmítico, 394
permangánico, 361
persulfúrico, 142
pirofosfórico, 184
propíonico, 394
silícico, 236
sulfúrico, 143
acción con bases, 147
acción con metales, 146
historia, 143
preparación, 143
propiedades, 146
usos, 148
sulfuroso, 142
tartárico, 393
tetrabórico, 239
tiosulfúrico, 142
valérico, 394
yohídrico, 200
Acidos, definición, 115
preparación, método general, 64
reemplazo por los metales, 26

Acidos y Bases, 116
actividad, 116
Acidos y sus Sales, tabla de, 407
Aceros especiales, 304
Acero, clasificación, 305
dureza y temperación, 304
Acetatos, 391
Afinidad, 52
Agata, 235
Agua cruda, 251
averias causadas, 252
Agua, en los alimentos, 35
composición, 31
densidad máxima, 37
disociasión, 41
electrolisis, 41
funciones, 36
naturales, 38
potable, 39
propiedades físicas, 36
propiedades químicas, 40
poder disolvente, 44
síntesis, 31
unión con los óxidos, 41
Aguas sulfurosas, 135
Aire, composición, 155
constituyentes, 158
una mezcla, 155
vapor de agua, 157
Alcohol, absoluto, 386
comercial, 386
desnaturado, 387
etílico, 386
metílico, 386
propiedades, 387
Aldehídos, 388
Almacenaje, bateria de, 328
Almidón, extracción, 382
propiedades, 383
Alumbres, 290
fórmula general, 291
Alumina, 290
Aluminatos, 289
Aluminio, 286
cloruro, 289
hidrato, 289
historia, 286
metalurgia, 287
propiedades, 288
sulfato, 290
sulfuro, 291
usos, 288
Amalgamas, 265
Amatista, 235
Amoníaco, 161
formación natural, 162
historia, 161
preparación, 162
propiedades, 163
sintético, 162
usos, 166
Amonio, radical, 164
cianato, 223
molibdato, 343
Análisis espectral, 97
Anhídrido, permangánico, 362
Anhídrito, 249
Anilina, 402
Anodo, 24
Antimonio, historia, 187
oxidos, 188
preparación, 187
propiedades, 188
Antraceno, 403
Apatita, 250
Arcilla, 293
Argamasa, preparación, 248
Argón, descubrimiento, 158
Arsamina, 186
Arsénico, historia, 185
óxidos, 186
preparación, 185
usos, 186
Atincar, 238
Atmósfera, 152
Atomicidad, 53
Atómico, peso, 74
Atomos, 51
en la molécula de gases, 70
en la molécula del compuesto, 77
Auratos, 284

Aúrico, cloruro, 284
Avogadro, ley de, 70
Azúcares, 382
Azúcar, de caña, 382
invertido, 384
Azufre, ácidos oxigenados, 141
historia, 125
origen, 125
preparación, 126
propiedades físicas, 126
propiedades químicas, 128
relaciones químicas, 136
usos, 129
Azurita, 270

Bario, 253
carbonato, 254
clorato, 255
cloruro, 255
hidrato, 255
historia, 254
monóxido, 255
origen, 254
sulfato, 254
sulfuro, 255
Barita, 254
agua de, 256
Bases, definición, 115
Bauxita, 287
Bencina, derivados, 402
Bengala, luz de, 253
Bessemer, acero de, 303
Bicarbonatos, 219
Bismuto, compuestos, 190
historia, 189
propiedades, 189
usos, 190
Bitúmino, 210
Blanquear, polvos de, 251
Boratos, 240
Bórax, 238
cuenta de, 240
Boro, haluros, 239
historia, 237
origen, 238
preparación, 238
propiedades, 238
trióxido, 239
Boyle, ley de, 10
uso de, 11
Braunita, 357
Bromo, historia, 195
origen, 195
preparación, 196
propiedades, 196
Bronce, 273
aluminio, 273
silicio, 273
Bunsen, quemador de, 227

Cadmio, 268
cloruro, 269
hidrato, 269
historia, 268
óxido, 269
propiedades, 268
sulfato, 269
usos, 268
Calcedonia, 235
Calcio, carbonato, 244
carburo, 215
fosfato, 250
hidrato, 247
historia, 243
origen, 243
ortofosfato primario, terciario, 250
preparación, 243
propiedades, 244
sulfato, 249
usos, 243
Cal viva, fabricación, 246
propiedades, 246
usos, 246
Cambios, físicos, quimicos, 1
Caolin, 293
Carbón, animal, 211
amorfo, 209
de leña, 211
de piedra, 210
del gas, 211

Carbonato de aluminio, hidrolisis, 291
Carbonatos, 219
Carbono, dióxido de, 216
formación natural, 216
preparación, 216
propiedades, 217
usos, 218
disulfuro, 213
formas alotrópicas, 207
historia, 206
monóxido, 221
preparación, 221
propiedades, 221
usos, 222
propiedades quimicas, 212
tetracloruro, 213
Carborundo, 215
Carnalita, 258
Carnotita, 343
Casiterita, 317
Catalítico, agente, 17
Cátodo, 24
Células vegetales, 378
constitución, 379
elaboraciones, 379
Celuloide, 382
Celulosa, propiedades, 381
Cemento, hidraúlico, 248
de Portland, 249
Cerio, 332
Cerita, 332
Cesio, 107
Cianatos, 223
Cianógeno, 223
Cinabrio, 263
Cloral, hidrato, 389
Cloroformo-germanio, 317
Cloro, 56
acción con el agua, 61
historia, 58
origen, 58
preparación, 58
propiedades, 60
usos, 62
Cloruros, 67
Coagulación, purificación del agua, 292
teoria, 397
Cobálticos, hidrato, 312
óxido, 312
sulfato, 312
Cobaltita, 311
Cobalto, historia, 311
Cobaltosos, cloruro, 311
hidrato, 311
nitrato, 311
sulfato, 311
Cobre, aleaciones, 273
historia, 270
metalurgia, 271
nitrato, 274
propiedades, 272
purificación, 272
sulfato, 274
usos, 272
Colemanita, 238
Colodión, 382
Coloidal, suspensión, 396
Combinación, pesos de, 32
Combustión, 5
espontánea, 20
Compuestos, designación, 81
Concentración, grado de, 116
Concreto, 249
Conductores, clases de, 110
Congelación, efecto de los sólidos, 111
Congo rojo, 298
Coque, 211
Corindón, 287
Cornerina, 235
Cuarzo, 235
Cuerpos, simples, compuestos, 5
Cúprico, cloruro, 273
óxido, 273
Cuprita, 270
Cuproso, sulfuro, 275
Criolita, 287
Cristales, 46
Crocoisita, 333
Cromatos, insolubles, 340

Crómico, anhídrido, 341
cloruro, 342
nitrato, 342
Cromilo, cloruro, 341
Cromita, 333
Cromo, compuestos, 342
historia, 333
preparación, 334
propiedades, 335
relaciones químicas, 334

Chalconita, 270
Chalcopirita, 270
Charles, ley de, 9
usos de, 9

Delicuescencia, 46
Desaladura, 398
Descomposición doble, volatilidad de los compuestos, 407-408
Destrina, 383
Dextrosa, 381
Dialisis, 396
Diamante, 208
Dicromatos, 338
propiedades químicas, 338
usos, 340
Dimetilglioxima, 314
Dinámica, teoria, 56
Dinamicidad, y cuantivalencia, 54
Díosporo, 287
Dióxido de carbono, ciclo del, 157
Disolución, 44
Dolomita, 257
Drummond, luz de, 30

Ecuaciones, químicas, 85
Edison, pila de, 330
Eflorescencia, 43
Efusión, 26
Electrodos, 110
Electrolisis, 110
explicacion, 113
Electrólitos, actividad química, 112
disociación, 112
no-electrólitos, 109
Electro-platear, 279
Electro-tipear, 275
Elementos, designación, 79
estabilidad física, tabla de, 404
grupos de, 372
lista de, 6
peso equivalente, 34
Emanación, sólida, 354
Emético, tartrato, 393
Emulsión, 399
Encolar, 293
Energia, 52
intra-atómica, 39
Enzimos, 386
Equivalentes, pesos, averiguación, 34
Esfalerita, 260
Esmaltita, 311
Espato-manganeso, 357
Específica, densidad, gravedad, 74
Estalactitas, estalagnitas, 245
Estaño, bromuros, 320
cloruros, 319
dimorfo, 318
historia, 317
óxidos, 321
sales, reacciones analíticas, 322
sulfuros, 322
Estearina, 394
Esteres, 393
Estibimina, 188
Estroncianita, 253
Estroncio, cloruro, 253
hidrato, 253
historia, 253
nitrato, 253
sulfato, 253
Eteres, 388
Explosión, 29

Explosivos, 173
Exposición, 279

Fenol, 402
Fermentación alcohólica, 385
Férricos, cloruro, 308
  hidrato, 308
  óxido, 309
  sulfato, 309
  sulfuro, 309
Ferrosos, carbonato, 307
  cloruro, 306
  hidrato, 306
  sulfuro, 307
Ferro-silicio, 233
Fijar, 280
Flogisto, 18
Fórmula, determinación, 83
Fosfamina, 182
Fosfonio, compuestos del, 183
Fósforo, haloides, 183
  historia, 83
  origen, 83
  óxidos, 184
  preparación, 180
  propiedades físicas, 180
  propiedades químicas, 181
  relación con la vida, 184
  usos, 181
Fósforos, 182
Fotografia, 279
Flúor, historia, 201
  origen, 201
  preparación, 202
  propiedades, 202
Fumigación, 65

Galena, 323
Gases comunes, peso de un litro, 408
Gases, licuefacción, 142
  solubilidad, 140
Germanio, descubrimiento, 316
  óxidos, 316
Gibinita, 287
Glicerina, 387
Glucosa, 384
Grafito, 299
  artificial, 215

Halógenos, 194
  en general, 204
  relaciones químicas, 195
Hausanita, 357
Helio, descubrimiento, 159
Hematita, 300
Hidratos, 42
Hidrógeno, 23
  bromuro de, 197
    preparación, 197
    propiedades, 198
  fluoruro de, 203
    preparación, 203
  historia, 23
  molécula del, 71
  origen, 23
  peróxido de, 47
    historia, 47
    preparación, 47
    propiedades, 48
    usos, 48
  posicion del, 375
  preparación, 23
  propiedades físicas, 26
  propiedades químicas, 27
  sulfuro de, 129
    preparación, 130
    propiedades, 130
  usos, 29
  yoduro de, 200
    preparación, 200
Hidrolisis, 100
Hidroquinono, 280
Hidroxilo, radical, 115
Hidrozina, 165
Hierro, colado, 301
  dulce, 302
  historia, 299
  metalurgia, 301
  puro, 306
Hipótesis, 50
Horsteno, 235

Impresión, 280
Inertes, eliminación, 159
gases, 158
posición de, 375
Inflamación, temperatura de, 19
Interno, rearreglamiento, 224
Iones, acciones de, 119
cargas llevadas por, 120
definición, 113
y átomos, diferencia, 114
Ionización, ácidos y bases, 114
efectos de la dilución, 115
Iridio, 366

Jabón, blando, 395
duro, 395
Jabones, 394
propiedades químicas, 396
Jaspe, 235

Kripton, descubrimiento, 159

Ladrillos, fabricación, 294
Lavoisier, experimento de, 3
Ley, 50
Ley periódica, 370
espacios vacantes, significación, 375
primeros ensayos, 370
Levulosa, 384
Lignito, 210
Limonita, 300
Litio, 107
Llama, de Bunsen, 227
de oxidación y reducción, 227
historia, 224
luminosa, 226
significación, 226
Loza de barro, 293
Luminosidad, causas de, 229

Magnesia, alba, calcinada, 259
Magnesio, carbonato normal, 259
cloruro, 258
hidrato, 259
historia, 257
origen, 257
óxido, 259
preparación, 258
propiedades, 258
sulfato, fosfato 259
sulfuro, 259
usos, 258
Magnetita, 300
Malaquita, 270
Maltosa, 386
Manganatos, 361
Manganeso, historia, 356
óxidos, 358
relaciones químicas, 356
relaciones analíticas, 363
Mangánicos, compuestos, 360
Manganita, 357
Manganitos, 360
Manganosos, compuestos, 359
Materia, coloidal, absorción, 400
estados de, 8
indestructibilidad, 54
unidad de, 55
Mercúrico, cloruro, 266
fulminato, 268
nitrato, 267
óxido, 267
sulfuro, 268
yoduro, 267
Mercurio, aislación, 265
calcinación, 4
historia, 263
propiedades, 265
usos, 265
Mercuroso, nitrato, 267
óxido, 267
sulfuro, 268
yoduro, 267
Metales, acción sobre el agua, 25
alcalino-terrosos, 285
calcinación, 2
metaloides, 42
orden de actividad, 27

Metales del platino, historia, 364
Metaloides, orden de actividad, 205
Mezclas, frigorización, 45
Miscibles, 44
Moléculas, 54
Moleculares, determinación de los pesos, 75
Molibdenita, 343
Molibdeno, cloruros, 343
Molíbdico, anhídrido, 343
Multiples, ley de las proporciones, 49

Naftalina, 400
Naturaleza, definición, 50
Neón, descubrimiento, 159
Neutralización, 96
  calor de, 118
  explicación, 117
  productos de, 118
Nicolita, 313
Niobio, 193
Níquel, carbonilo, 312
  cloruro, 313
  extracción, 313
  historia, 312
  propiedades, 313
  sulfato, 313
  usos, 315
Niquélicos, hidrato, 314
  óxido, 314
Niquelosos, cianuro, 314
  hidrato, 313
  óxido, 313
  sulfuro, 314
Nitratos, examen de, 173
  preparación, 159
Nitrificación, 152
Nitritos, 173
Nitrobencina, 402
Nitrógeno, acción con el oxígeno, 151
  ciclo del, 157
  historia, 149
  origen, 149
  preparación, 149
  propiedades físicas, 150
  propiedades químicas, 151
  relación con la vida, 151
  relaciones químicas, 149
Nivel, corrección por, 12
Nomenclatura, óxidos y bases, 403
Núcleo, 193

Oleina, 394
Onix, 235
Opalo, 235
Oro, historia, 281
  mineria, 282
  origen, 281
  propiedades, 283
  purificación, 282
  usos, 283
Osmosis, 380
Osmótica, presión, 112
Oxhídrico, soplete, 29
Oxidación, lenta, 19
Oxidación y reducción, 29-123
  características, 131
Oxido nítrico, preparación, 174
  propiedades, 174
Oxígeno, historia, 16
  molécula del, 72
  origen, 17
  preparación, 17
  propiedades, 18
  relación con la vida, 21
Ozono, historia, 21
  origen, 21
  preparación, 22
  usos, 22

Paladio, 366
Palmitina, 394
Papel, 380
Pedernal, 235
Permanganatos, 357
Permangánico, anhídrido, 362
Pergamino, vegetal, 382

Periodos, cortos, largos, 372
Pesos relativos, calculación, 90
Piedra Filosofal, 263
Pinturas, 330
Piritas, 309
Pirolusita, 357
Pitchblenda, 343
Plata, 275
  acetato, 391
  aleaciones, 277
  carbonato, 278
  haloides, 277
  historia, 275
  metalurgia, 276
  nitrato, 277
  óxidos, 277
  propiedades, 277
Platino, 367
  compuestos, 368
Plomo, cloruros, 324
  hidratos, 325
  historia, 323
  metalurgia, 324
  óxidos, 325
  propiedades, 324
  reacciones químicas, 323
  sales, 327
  tartrato, 393
  yoduros, 324
Polisulfuros, 135
Porcelana, 293
Potasio, 104
  carbonato, 106
  clorato, 105
  cloruro, 103
  ferricianuro, 310
  ferrocianuro, 309
  hidrato, 105
  origen, 104
  permanganato, 361
    como agente de reducción, 362
  preparación, 104
Presión, correcciones, 11
Presión y temperatura, corrección, 12
Proporcionales, ley de los números, 31
Protoplasma, 378

Química, definición, 2
  lenguaje de, 79
  leyes fundamentales, 409-410
Químicos, símbolos, 80
Quinono, 280

Radio, y Geologia, 352
  metálico, 353
Radioactivas, substancias, 350
  transformaciones, 351
Radioactividad, 345
  y rareza, 354
Rayos, clases de, 346
Resina, hollín de, 212
Revelar, 280
Rodio, 366
Rubí, 287
Rubidio, 107
Rutenio, 365
Rutila, 331

Sales, 66
Sal de la Rochela, 395
Saturación, 44
Selenita, 249
Siderita, 300
Simaso, 386
Silicatos, 236
Sílice, 232
Silicio, anhídrido, 233
  dióxido, 235
  historia, 230
  origen, 230
  preparación, 233
  propiedades, 233
  tetracloruro, 234
  tetrafluoruro, 234
Sistema periódico, valor del, 375
Smithells, separador cónico de, 230

Smithsonita, 260
Sodio, acción con el agua, 95
bicarbonato, 102
carbonato, 98
propiedades, 99
usos, 99
dióxido, 97
preparación, 98
propiedades, 99
usos, 99
hidrato, base típica, 96
historia, 94
molibdato, 343
nitrato, 103
origen, 94
permanganato, 361
preparación, 94
propiedades, 95
sulfato, 103
sulfoestannato, 322
tungstato, 343
Solubilidad, factores de, 45
frascologia, 109
limites de, 108
medición, 109
regales generales, 407
Solución, propiedades generales, 108
Sucraso, 386
Sulfatos, examen analítico, 147
Sulfuros, 128
insolubles, clasificación, 133
Supersaturación, 45
Suspensión, coloidal, teoria de, 397

Tabla periódica, 411
Tántalo, 193
Tanto por ciento, determinación, 82
Temperatura, corrección, 10
Teoria, 50
Tetraóxido de nitrógeno, 175
preparación, 175
propiedades, 175
Tinta de escribir, 307
Tintoreria, 295
Tinturas, directas, 297
insolubles, 296
mordientes, 297
Tiocianatos, 223
Titanatos, 331
Titanio, 331
Tolueno, 402
Torio, nitrato de, 332
Torita, 332
Tunsgsteno, cloruros, 343
Turquesa, 287

Ultramarino, artificial, 295
Uranilo, nitrato, 344
sulfato, 344
sulfuro, 344
Urano, 343
Uranoso, sulfato, 344

Valencia, aplicación, 124
definición, 122
variaciones, 123
Valileno, 403
Vanadio, 193
Vapor de agua, corrección por, 14
presión del, 15
Velox, 280
Vidrio, de cromo, 344
fabricación, 237
grabado en, 203
Vinagre, 391
Vitriolos, 263
Volumen de los gases, 8

Xenón, descubrimiento, 159
Xileno, 402

Yeso de Paris, 249
Yodo, historia, 198
origen, 198
preparación, 199

Zafiro, 287
Zinc, cloruro, 263
hidrato, 263
historia, 260
metalurgia, 260
origen, 260
óxido, 262
propiedades, 261
sulfato, 263
sulfuro, 263
usos, 262
Zincita, 260

LIBRARY OF CONGRESS
0 003 611 166 5